This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.

+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.

+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.

+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

+ *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.

+ *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.

+ *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.

+ *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse `http://books.google.com`

Librairie Scientifique et Générale
JULES CHARLES & A. BRUNET
7, Rue Séguier, Paris 6e

Chem 428.18.5

5 vol

agx
175

HARVARD COLLEGE LIBRARY

BOUGHT FROM THE INCOME OF THE FUND
BEQUEATHED BY
PETER PAUL FRANCIS DEGRAND
(1787-1855)
OF BOSTON

FOR FRENCH WORKS AND PERIODICALS ON THE EXACT SCIENCES
AND ON CHEMISTRY, ASTRONOMY AND OTHER SCIENCES
APPLIED TO THE ARTS AND TO NAVIGATION

SCIENCE CENTER LIBRARY

SYSTÊME
DE CHIMIE.

TOME PREMIER.

SYSTEME

DE CHIMIE,

PAR TH. THOMSON,

MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES, DE CELLE D'ÉDIMBOURG, DE LA SOCIÉTÉ GÉOLOGIQUE, DE LA SOCIÉTÉ WERNERIENNE, DE L'ACADÉMIE IMPÉRIALE MÉDICO-CHIRURGICALE DE PÉTERSBOURG, DE LA SOCIÉTÉ LITTÉRAIRE ET PHILOSOPHIQUE DE NEW-YORK, ETC., ETC.

TRADUIT DE L'ANGLAIS

SUR LA CINQUIÈME ÉDITION (DE 1817),

PAR J.N RIFFAULT,

EX-RÉGISSEUR GÉNÉRAL DES POUDRES ET SALPÊTRES, MEMBRE DE LA LÉGION D'HONNEUR.

TOME PREMIER.

PARIS,

MÉQUIGNON-MARVIS, LIBRAIRE,

RUE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, N.° 3.

DE L'IMPRIMERIE DE LEBLANC.

1818.

Chem 428.18.5

HARVARD COLLEGE
JUN 8 1940
LIBRARY

Degrand fund
(5 vols)

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS LE PREMIER VOLUME.

Page

Avis du Traducteur. . . . . vij

Tables de réduction des Mesures et Poids d'Angleterre, aux Mesures et Poids de France. . . ix

Préface de l'Auteur. . . . . xxiij

Introduction. 1

Première Partie. — Principes de la Chimie. 13

Livre Ier. — Des Substances simples. . . *ib.*

I.ere Division. — Des Corps impondérables. 15

Chap. Ier. — De la Lumière. . . . . *ib.*

Chap. II. — Du Calorique. 31

Sect. Ire. — Nature du Calorique. 32
II. — Du Mouvement du Calorique. 41
III. — De la Distribution égale de la température. . 68
IV. — Des Effets du Calorique. 74
V. — De la quantité de Calorique dans les corps. . 125
VI. — Des Sources du Calorique. 152

Chap. III. — De l'Électricité. 194

II.e Division. — Des Corps pondérables. 207

Chap. Ier. — Des Soutiens simples de la Combustion. . . . . *ib.*

Sect. Ire. — De l'Oxigène. 208
II. — Du Chlore. 214
III. — De l'Iode. 224
IV. — Du Fluor. 232

Chap. II. — Des Incombustibles simples. . . . 239

Sect. Ire. — De l'Azote. . . . . *ib.*

Chap. III. — Des Combustibles simples. . . . 254

Genre I. — Combustibles acidifiables. . . . . *ib.*

Sect. Ire. — De l'Hydrogène. 255
II. — Du Carbone. 264

Page

III. — Du Bore. 281
IV. — Du Silicium. 289
V. — Du Phosphore. 293
VI. — Du Soufre. 316
VII. — De l'Arsenic. 334
VIII. — Du Tellure. 344
IX. — De l'Osmium. 348

GENRE II. — Combustibles alcalifiables. 355

FAMILLE I.

SECT. Ire. — Du Potassium. 358
II. — Du Sodium. 369
III. — Du Calcium. 378
IV. — Du Barium. 385
V. — Du Strontium. 393
VI. — Du Magnésium. 399

FAMILLE II.

SECT. Ire. — De l'Yttrium. 404
II. — Du Glucinium. 407
III. — De l'Aluminium. 409
IV. — Du Zirconium. 412
V. — Du Thorinium. 414

FAMILLE III.

SECT. Ire. — Du Fer. 419
II. — Du Nickel. 445
III. — Du Cobalt. 452
IV. — Du Manganèse. 457
V. — Du Cérium. 463
VI. — De l'Urane. 468

FAMILLE IV.

SECT. Ire. — Du Zinc. 472
II. — Du Plomb. 481
III. — De l'Etain. 491
IV. — Du Cuivre. 503
V. — Du Bismuth. 517
VI. — Du Mercure. 522
VII. — De l'Argent. 538

FAMILLE V.

SECT. Ire. — De l'Or. 548
II. — Du Platine. 564
III. — Du Palladium. 578
IV. — Du Rhodium. 583
V. — De l'Iridium. 586

GENRE III. — Combustibles intermédiaires. 600

SECT. Ire. — De l'Antimoine. 600
II. — Du Chrôme. 612
III. — Du Molybdène. 616
IV. — Du Tungstène. 624
V. — Du Columbium ou Tantale. 630
VI. — Du Titane. 634

AVIS
DU TRADUCTEUR.

LORSQUE ma traduction du Système de Chimie de M. Thomson, troisième édition (de 1807), parut au commencement de 1809, j'annonçai l'intention de traduire également, par la suite, les additions que l'auteur pourrait faire à cet ouvrage. Ce fut dans cette vue, que je m'empressai de me procurer la quatrième édition, que M. Thomson publia en 1810. Mais, dans cette édition nouvelle, l'auteur s'était borné à réunir dans un appendix, à la fin du cinquième volume, un nombre assez considérable d'additions. Comme elles se rapportaient à toutes les différentes divisions de chacun des volumes, je pensai, que pour les rendre plus utiles, il convenait de les rétablir à leurs places respectives, ce qui entraînait la nécessité d'une seconde édition de la traduction.

Je m'étais donc décidé à entreprendre ce travail, lorsque considérant les progrès que la Chimie faisait, je me persuadai que M. Thomson ne pourrait se dispenser un jour de faire de grands et importans changemens à son Système de Chimie, pour le remettre au courant de cette science. Je ne m'étais pas trompé dans cette attente; j'appris en effet, que ce chimiste anglais avait livré à l'impression, dans les premiers mois de 1817, une cinquième édition de son premier ouvrage, mais qui présentait tout ce qui avait été introduit de nouveau en Chimie jusqu'à cette

époque. Je me déterminai alors à traduire cette édition; et pour y mettre plus de célérité, je m'adressai à l'éditeur anglais, de qui j'obtins, au moyen d'arrangemens particuliers, qu'il me ferait parvenir les feuilles à mesure de leur impression. Mon but était que la traduction française parût presque en même-temps, s'il était possible, que l'édition anglaise, qui a été publiée à Londres au mois de novembre dernier; mais ce but n'a point été rempli. L'impression de cette traduction, commencée, et annoncée dans le numéro des Annales de Chimie et de Physique pour le mois de novembre, a éprouvé, à mon très-grand regret, des retards qu'il n'a pas dépendu de moi d'éviter.

La cinquième édition de M. Thomson ne se compose que de quatre volumes au-lieu de cinq. Si l'on considère qu'elle paraît après un intervalle de dix ans de la troisième que j'avais traduite, on pourra juger combien elle doit différer de celle-ci. Aussi l'auteur a-t-il cru devoir donner à sa dernière édition une toute autre disposition; ce qui, avec tous les changemens dont les éditions précédentes étaient devenues susceptibles, en fait, en quelque sorte, un ouvrage nouveau.

Les tables de réduction des mesures et poids d'Angleterre aux mesures et poids de France, par M. Chompré, insérées dans le 66e volume des Annales de Chimie, et qui me furent d'un grand secours lors de ma première traduction, y avaient été placées au commencement du premier volume. M. Chompré les a revues depuis, et y a fait quelques changemens. Ces tables, qui sont de la plus grande exactitude, ne pouvant qu'être extrêmement utiles, j'ai cru devoir les présenter encore à leur même place dans cette traduction.

TABLES DE RÉDUCTION

DES MESURES ET POIDS D'ANGLETERRE,

AUX MESURES ET POIDS DE FRANCE,

PAR M.r N.-M. CHOMPRÉ.

Les petites tables qui suivent donnent les valeurs et leurs produits, par 1, 2, 3,.....9, des mesures et des poids les plus communément énoncés dans les écrits des chimistes Anglais.

On a compris dans ces tables, non-seulement les valeurs anglaises et celles du système métrique français, mais encore les valeurs correspondantes des anciens poids et mesures de France, souvent citées par les chimistes anglais. On a aussi ajouté les comparaisons des échelles des trois thermomètres les plus usités. Il peut être commode d'avoir ces diverses réductions rassemblées en quelques pages.

Voici les évaluations qu'on a prises pour bases des calculs;

1.° 10 pieds d'Angleterre égalent 9,383 pieds de France, (Tib. Cavallo);

2.° Le mètre = 0,513074 toises; c'est la valeur adoptée par la commission des poids et mesures (*Base du système métrique décimal*, tom. III, pag. 135);

3.° L'once de France = 472,49 grains *troy*, (Tib. Cavallo);

4.° Le kilogramme = 18827,15 grains, poids de marc, (Lefèvre Gineau, *Journal de Physique*, tom. XLIX); ce qui donne, à très-peu près, 53,114 milligrammes, pour la valeur du grain, poids de marc.

Ces tables, déjà insérées dans plusieurs ouvrages de chimie, sont reproduites ici avec quelques changemens; et les valeurs métriques y sont portées à une approximation qui suffit dans la plupart des cas.

I.

Valeurs, en lignes de France et en millimètres, de la ligne d'Angleterre, de son carré, de son cube, et de leurs multiples par 1, 2, 3.....9.

LIGNE ANGLAISE.	PREMIÈRE PUISSANCE.		CARRÉ.		CUBE.	
	Lignes françaises.	Millimètres.	Lig. franç. carrées.	Millim. carrés.	Lig. franç. cubes.	Millim. cubes.
1 =	0,9383	= 2,1166	0,88041	= 4,47999	0,8261	= 9,4823
2	1,8766	4,233	1,76082	8,96	1,6522	18,965
3	2,8149	6,350	2,64123	13,44	2,4783	28,447
4	3,7533	8,466	3,52164	17,92	3,3044	37,929
5	4,6916	10,583	4,40205	22,40	4,1305	47,412
6	5,6299	12,700	5,28246	26,88	4,9566	56,894
7	6,5682	14,816	6,16287	31,36	5,7827	66,376
8	7,5065	16,933	7,04328	35,84	6,6088	75,859
9	8,4448	19,049	7,92369	40,32	7,4349	85,341

On a de même :

Mesures anglaises.		Mesures françaises.
1 Pouce..... } 1 Pied..... }	= 0,9383	{ Pouce. { Pied.
1 Pouce carré.... } 1 Pied carré..... }	= 0,88041	{ Pouce carré. { Pied carré.
1 Pouce cube..... } 1 Pied cube..... }	= 0,8261	{ Pouce cube. { Pied cube.

2.

Valeur métrique du pouce anglais, de son carré et de son cube.

POUCE ANGLAIS.	PREMIÈRE PUISSANCE.	CARRÉ.	CUBE.
	Millimètres.	Millim. carrés.	Centim. cubes.
1.....	25,3997	645,14476	16,38648
2.....	50,799	1290,290	32,773
3.....	76,199	1935,434	49,159
4.....	101,599	2580,579	65,546
5.....	126,999	3225,724	81,932
6.....	152,398	3870,869	98,319
7.....	177,798	4516,013	114,705
8.....	203,198	5161,158	131,092
9.....	228,597	5806,303	147,478

3.

Valeur métrique du pied anglais, de son carré et de son cube.

PIED ANGLAIS.	PREMIÈRE PUISSANCE.	CARRÉ.	CUBE.
	Millimètres	Centim. carrés.	Décim. cubes.
1...	304,796	929,006	28,31573
2...	609,592	1858,012	56,631
3...	914,388	2787,018	84,947
4...	1219,184	3716,024	113,263
5...	1523,980	4645,030	141,579
6...	1828,776	5574,036	169,894
7...	2133,572	6503,042	198,210
8...	2438,368	7432,048	226,526
9...	2743,164	8361,054	254,842

1 centimètre = 0,369413 pouces français = 0,393710 pouces anglais*.

1 centimètre carré = 0,136466 pouces français carrés = 0,155008 pouces anglais ~~cubes carrés~~

1 centimètre cube = 0,050412 pouces français cubes = 0,061028 pouces anglais cubes.

Le *fathom* = 6 pieds anglais = 5,6298 pieds français = 1,829 mètres.

L'*yard* = 3 pieds anglais.

Le mille anglais = 1 kilomètre 609,315 mètres.

Le mille anglais carré = 2 kilomètres carrés 58,9894 hectomètres carrés.

Le mille anglais cube = 4 kilomètres cubes 167,95526 hectomètres cubes.

---

* A la température de la glace, cette dernière valeur est 0,393827 (*Base du système métrique décimal*, tom. III, p. 462.

4.

Valeur du grain troy, en grains poids de marc, ou grains français; et en milligrammes.			Valeur du grain poids de marc, en grains troy; et en milligrammes.		
Grain troy.	Grains poids de marc.	Milligrammes.	Grains poids de marc.	Grains troy.	Milligrammes.
1 =	1,219 =	64,75	1 =	0,8203 =	53,11
2	2,438	129,50	2	1,6406	106,23
3	3,657	194,25	3	2,4609	159,34
4	4,876	259,00	4	3,2812	212,46
5	6,095	323,75	5	4,1015	265,57
6	7,314	388,50	6	4,9218	318,68
7	8,533	453,25	7	5,7421	371,80
8	9,753	518,00	8	6,5624	424,91
9	10,972	582,75	9	7,3827	478,03

24 grains troy = 1 *penny-weight;* 480 grains troy = 1 once troy.

5.

Si N pouces cubes anglais pèsent	N centimètres cubes pèsent	Si N grains troy donnent un volume de	N grammes donnent un volume de
Grains troy.	Milligrammes.	Pouces cubes anglais	Centimètres cubes.
1.....	3,95142	1.....	253,1
2.....	7,90284	2.....	506,1
3.....	11,85426	3.....	759,2
4.....	15,80568	4.....	1012,3
5.....	19,75710	5.....	1265,4
6.....	23,70852	6.....	1518,4
7.....	27,65994	7.....	1771,5
8.....	31,61136	8.....	2024,6
9.....	35,56278	9.....	2277,6

Au moyen de la Table 5, on peut substituer aux poids anglais et aux volumes correspondans, des poids et des volumes français, qui leur soient respectivement en mêmes rapports.

Les nombres de cette Table serviraient aussi pour les substitutions inverses, c'est-à-dire de poids et volumes anglais aux poids et aux volumes français. Si N milligrammes donnent, en volume, 1 centimètre cube, N grains troy donneront, en volume, 3,95142 pouces cubes anglais. Ainsi les nombres des deux premières colonnes de la Table 5 s'appliquent à cette première conversion. De même, si N centimètres cubes pèsent 1 gramme, N pouces cubes anglais péseront 253,1 grains troy; et les nombres des deux dernières colonnes de la Table 5 serviront pour cette seconde conversion.

6.

Valeur de l'once troy (= 480 grains troy).

ONCE TROY.	VALEUR EN ONCES DE FRANCE.		VALEUR EN GRAMMES.
	Onces:	Grains:	
1.....	= 1	9,148	= 31,080
2.....	2	18,296	62,160
3.....	3	27,444	93,240
4.....	4	36,592	124,320
5.....	5	45,740	155,400
6.....	6	54,888	186,480
7.....	7	64,036	217,560
8.....	8	73,184	248,640
9.....	9	82,332	279,720
10.....	10	91,480	310,800
11.....	11	100,628	341,880
12.....	12	109,776	372,960

L'once poids de marc ou l'once de France = 472,49 grain troy = 30,594 grammes.

L'once troy est à l'once poids de marc :: 10000 : 9844.

L'once poids de marc est à l'once troy :: 10000 : 10159.

7.

Valeur, en grammes, de la livre ou pound *troy* (= 12 onces troy = 5760 grains troy.)

Livre troy.	Grammes.
1	= 372,960
2	745,921
3	1118,881
4	1491,841
5	1864,402
6	2237,762
7	2610,723
8	2983,683
9	3356,643

Le poids troy (troy-weight) est en usage en Angleterre pour les marchandises et les objets de prix, ou dont la pesée exige de la précision. Les pharmaciens font aussi usage de la livre troy et de l'once troy, pour le débit des drogues. Leur poids (*apothecary weight*) ne diffère du *troy-weight* que par plus de sous-divisions. Ils divisent l'once troy en 8 *drams* ou 24 *scruples* ou 480 grains troy *. Ainsi leur *scruple* = 20 grains troy = 1,295 grammes, et leur *dram* = 3,884 grammes.

* La livre des apothicaires, ou livre médicinale, de Nuremberg, en usage dans toute l'Allemagne, se divise de même en 12 onces, et l'once en 8 drachmes = 24 scrupules = 480 grains de Nuremberg.

Le grain de Nuremberg = 17,43463541 6 *richt pfenning*. Le grain de France = 14,90104 richt pfenning. Ainsi le gramme, ou 18,827 15 grains de France, = 16,091022756 grains de Nuremberg = 280,544115236 richt pfenning.

Le grain de Nuremberg est donc plus faible que le grain troy, à-peu-près dans le rapport de 15,444 (valeur du gramme en grains troy) à 16,091.

8.

Valeur, en grammes, de la livre avoirdupoize *ou* avoir-dupois, *et de ses divisions.*

La livre ou *pound* avoirdupoize, composée de 16 onces ou de 256 *drams*, = 7000* grains troy; l'once = 437,5 grains troy; le dram = 27,34375 grains troy; 112 livres avoirdupoize = 1 quintal = 4 *quarters* = 8 *stones*. (Ce poids sert pour les métaux communs, les épiceries, les ballots, etc.)

LIVRE avoir-dupoize.	VALEUR en grammes.	ONCE avoir-dupoize.	VALEUR en grammes.	DRAM avoir-dupoize.	VALEUR en grammes.
1	= 453,25	1	= 28,328	1	= 1,771
2	906,50	2	56,656	2	3,541
3	1359,75	3	84,984	3	5,312
4	1813,00	4	113,312	4	7,082
5	2266,25	5	141,640	5	8,853
6	2719,50	6	169,968	6	10,623
7	3172,75	7	198,296	7	12,394
8	3626,00	8	226,624	8	14,164
9	4079,25	9	254,952	9	15,935
10	4532,50	10	283,280	10	17,705
20	9065,00	11	311,608	11	19,476
30	13697,50	12	339,938	12	21,246
40	18130,00	13	368,264	13	23,017
50	22662,50	14	396,592	14	24,787
100	45325,00	15	424,920	15	26,558
200	90650,00	16	453,248	16	28,328

* Les premières éditions de ces tables portaient 7004. La valeur de la livre avoirdupoize en poids troy n'est pas fixée avec précision dans les auteurs. Si on déduit cette valeur de divers passages des *Elemehts of naturàl ôr experimental Philosophy* (Tib. Cavallo, Londres, 1803), on trouve qu'elle répond à 6997,28, à 7000,46, à 7000,99, à 7004 grains troy. Cette dernière valeur se trouvait aussi dans les anciennes tables de réduction de la *Bibliothèque britannique* (auxquelles les rédacteurs ont substitué celles-ci, telles qu'elles ont paru dans la traduction du *Systéme de Chimie* de Thomson).

MM. W. Henry et Thomson évaluent l'once avoirdupoize à 437,5 grains troy, ou la livre avoirdupoize à 7000 grains troy, et c'est probablement sa valeur exacte.

9.

Valeur du kilogramme en livre avoirdupoize (Le kilogramme = 15444,000535 grains troy.)

KILOGRAMMES.	AVOIRDUPOIZE.		
	Livre.	Once.	Dram.
1.....	= 2	3	4,81
2.....	4	6	9,62
3.....	6	9	14,43
4.....	8	13	3,24
5.....	11	0	8,05
6.....	13	3	12,85
7.....	15	7	1,66
8.....	17	10	6,47
9.....	19	13	11,28
10.....	22	1	0,09
20.....	44	2	0,18
30.....	66	3	0,27
40.....	88	4	0,37
50.....	110	5	0,46
100.....	220	10	0,92

10.

Rapport du pint (*de vin*) *au litre.*

Le *pint* de bière à Londres = 35,25 pouces cubes anglais; le pint de vin = 28,875 pouces cubes anglais. C'est ce dernier pint qu'on désigne, lorsqu'il n'y a pas d'explication contraire.

Pint.	Litre.	Litre.	Pint.
1.....	= 0,473	1.....	= 2,114
2.....	0,946	2.....	4,227
3.....	1,419	3.....	6,341
4.....	1,892	4.....	8,454
5.....	2,366	5.....	10,568
6.....	2,839	6.....	12,681
7.....	3,312	7.....	14,795
8.....	3,785	8.....	16,908
9.....	4,258	9.....	19,022

2 pints = 1 quart.
4 quarts = 1 gallon.
Le litre = 61,028 pouces cubes anglais = 1 décimètre cube.
Le volume de l'*once-mesure* anglaise (ou de l'once-troy d'eau) = 1,898 pouces cubes anglais = 31,102 centimètres cubes.

11.

Comparaison du thermomètre de Fahrenheit, avec le thermomètre de Réaumur et le thermomètre centigrade; à partir de — 13° Fahrenheit = — 25° centigrades = — 20° Réaumur.

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
	°	°	°	°	°
—13	—25	—20	+19	—7,22	—5,78
12	24,44	19,56	20	6,67	5,33
11	23,89	19,11	21	6,11	4,89
10	23,33	18,67	22	5,56	4,44
9	22,78	18,22	23	5	4
8	22,22	17,78	24	4,44	3,56
7	21,67	17,33	25	3,89	3,11
6	21,11	16,89	26	3,33	2,67
5	20,56	16,44	27	2,78	2,22
4	20	16	28	2,22	1,78
3	19,44	15,56	29	1,67	1,33
2	18,89	15,11	30	1,11	0,89
1	18,33	14,67	31	0,56	0,44
0	17,78	14,22	32	0	0
+ 1	17,22	13,78	33	+0,56	+0,44
2	16,67	13,33	34	1,11	0,89
3	16,11	12,89	35	1,67	1,33
4	15,56	12,44	36	2,22	1,78
5	15	12	37	2,78	2,22
6	14,44	11,56	38	3,33	2,67
7	13,89	11,11	39	3,89	3,11
8	13,33	10,67	40	4,44	3,56
9	12,78	10,22	41	5	4
10	12,22	9,78	42	5,56	4,44
11	11,67	9,33	43	6,11	4,89
12	11,11	8,89	44	6,67	5,33
13	10,56	8,44	45	7,22	5,78
14	10	8	46	7,78	6,22
15	9,44	7,56	47	8,33	6,67
16	8,89	7,11	48	8,89	7,11
17	8,33	6,67	49	9,44	7,56
18	7,78	6,22	50	10	8

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
+51°	+10°,55	+8°,44	+90°	+32°,22	+25°,78
52	11,11	8,89	91	32,78	26,22
53	11,67	9,33	92	33,33	26,67
54	12,22	9,78	93	33,89	27,11
55	12,78	10,22	94	34,44	27,56
56	13,33	10,67	95	35	28
57	13,89	11,11	96	35,56	28,44
58	14,44	11,56	97	36,11	28,89
59	15	12	98	36,67	29,33
60	15,56	12,44	99	37,22	29,78
61	16,11	12,89	100	37,78	30,22
62	16,67	13,33	101	38,33	30,67
63	17,22	13,78	102	38,89	31,11
64	17,78	14,22	103	39,44	31,56
65	18,33	14,67	104	40	32
66	18,89	15,11	105	40,56	32,44
67	19,44	15,56	106	41,11	32,89
68	20	16	107	41,67	33,33
69	20,56	16,44	108	42,22	33,78
70	21,11	16,89	109	42,78	34,22
71	21,67	17,33	110	43,33	34,67
72	22,22	17,78	111	43,89	35,11
73	22,78	18,22	112	44,44	35,56
74	23,33	18,67	113	45	36
75	23,89	19,11	114	45,56	36,44
76	24,44	19,56	115	46,11	36,89
77	25	20	116	46,67	37,33
78	25,56	20,44	117	47,22	37,78
79	26,11	20,89	118	47,78	38,22
80	26,67	21,33	119	48,33	38,67
81	27,22	21,78	120	48,89	39,11
82	27,78	22,22	121	49,44	39,56
83	28,33	22,67	122	50	40
84	28,89	23,11	123	50,56	40,44
85	29,44	23,56	124	51,11	40,89
86	30	24	125	51,67	41,33
87	30,56	24,44	126	52,22	41,78
88	31,11	24,89	127	52,78	42,22
89	31,67	25,33	128	53,33	42,67

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
+129°	+53°,89	+43°,11	+168°	+75°,56	+60°,44
130	54,44	43,56	169	76,11	60,89
131	55	44	170	76,67	61,33
132	55,56	44,44	171	77,22	61,78
133	56,11	44,89	172	77,78	62,22
134	56,67	45,33	173	78,53	62,67
135	57,22	45,78	174	78,89	63,11
136	57,78	46,22	175	79,44	63,56
137	58,33	46,67	176	80	64
138	58,89	47,11	177	80,56	64,44
139	59,44	47,56	178	81,11	64,89
140	60	48	179	81,67	65,33
141	60,56	48,44	180	82,22	65,78
142	61,11	48,89	181	82,78	66,22
143	61,67	49,33	182	83,33	66,67
144	62,22	49,78	183	83,89	67,11
145	62,78	50,22	184	84,44	67,56
146	63,33	50,67	185	85	68
147	63,89	51,11	186	85,56	68,44
148	64,44	51,56	187	86,11	68,89
149	65	52	188	86,67	69,33
150	65,56	52,44	189	87,22	69,78
151	66,11	52,89	190	87,78	70,22
152	66,67	53,33	191	88,33	70,67
153	67,22	53,78	192	88,89	71,11
154	67,78	54,22	193	89,44	71,56
155	68,33	54,67	194	90	72
156	68,89	55,11	195	90,56	72,44
157	69,44	55,56	196	91,11	72,89
158	70	56	197	91,67	73,33
159	70,56	56,44	198	92,22	73,78
160	71,11	56,89	199	92,78	74,22
161	71,67	57,33	200	93,33	74,67
162	72,22	57,78	201	93,89	75,11
163	72,78	58,22	202	94,44	75,56
164	73,33	58,67	203	95	76
165	73,89	59,11	204	95,56	76,44
166	74,44	56,59	205	96,11	76,89
167	75	60	206	96,67	77,33

Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.	Th. de F.	Therm. centig.	Th. de R.
+207°	+97,22	+77°,78	+210°	+98,89	+79°,11
208	97,78	78,22	211	99,44	79,56
209	98,33	78,67	212	100	80

Le zéro du pyromètre de Wedgewood, répond à 580° 56′ du thermomètre centigrade, ou à 1077° du thermomètre de Fahrenheit.

Chaque degré de variation du pyromètre de Wedgewood, répond à un intervalle de 72 degrés 22 minutes 22 secondes du thermomètre centigrade, ou de 130 degrés du thermomètre de Fahrenheit. Ainsi, par exemple, 185° du pyromètre de Wedgewood = 580° 56′ centigrades + 72° 22′ 22″ centig. × 185 = 13941° 67′ centigrades.

PRÉFACE
DE L'AUTEUR.

PLUSIEURS circonstances dont il est inutile d'entretenir le lecteur, ont retardé la publication de cet ouvrage, beaucoup plus que je ne m'y étais attendu, ou que je ne l'aurais désiré. Dans cet intervalle, les progrès de la Chimie ont été toujours croissans, et avec une rapidité sans exemple. L'introduction, dans cette science, de la théorie atomique, et les perfectionnemens dans la précision de l'analyse, qui en étaient les conséquences naturelles, lui ont fait acquérir une régularité et une simplicité qu'il aurait été difficile de prévoir. Cette révolution, ainsi que le grand nombre d'idées qu'ont fait naître les vues nouvelles de Davy sur la nature du chlore et acide muriatique, la découverte de l'iode, la connaissance du cyanogène et de ses composés due à la sagacité de Gay-Lussac, et qui ont rendu beaucoup d'autres dénominations indispensables : toutes ces circonstances réunies avaient répandu sur la science un certain degré d'obscurité, et lui avaient donné cette apparence de fluctuation et d'instabilité bien propres à décourager ceux qui en commencent l'étude.

Dans cet état de choses, je considérai qu'il était nécessaire de former cette édition sur un plan entièrement nouveau; et, en effet, les deux premiers volumes, qui contiennent la partie élémentaire de la science, ont été refaits presqu'en totalité. J'ai mis

beaucoup de soin à y introduire chaque fait nouveau, à mesure qu'il était parvenu à ma connaissance, afin de présenter ainsi à mes lecteurs la science dans son état le plus récent. L'ouvrage a été imprimé avec tant de célérité, que je n'ai pas eu besoin d'avoir recours à un appendice, aucun des faits dont je n'étais pas encore instruit, et qui ne m'ont été connus que depuis qu'il était sous presse, ne présentant pas une importance suffisante, excepté ceux que je pouvais encore établir, au-moins à-peu-près, à leurs places convenables. Ainsi, la *thorine* de Berzelius m'était inconnue, lorsque l'impression du chapitre, qui traite des combustibles simples, était achevée; mais j'étais encore à temps de la placer à la fin de ce chapitre. Je ne connaissais pas non plus la *morphine* de Sertürner, lorsque je traitais des *alcalis;* mais il m'a été possible de la classer parmi les principes végétaux où elle doit continuer de figurer *. Il existe actuellement une grande diversité d'opinions relativement aux noms à donner aux substances nouvelles introduites depuis peu en grand nombre dans la Chimie. Humphry-Davy a inventé une nomenclature qui lui est particulière; mais je ne sache pas que, jusqu'à présent, elle ait été suivie dans ce pays, si ce n'est seulement par le docteur Davy et par M. Brande. Le professeur Berzelius de Stockolm a publié une autre nomenclature qui semble être adoptée par les chimistes suédois, et dont quelques termes paraissent avoir été reçus en Allemagne. Gay-Lussac a imaginé une troisième nomenclature, et celle-ci paraîtrait être admise par le plus grand nombre, si ce n'est par

* L'auteur avait renvoyé à la fin du quatrième et dernier volume, sous le titre de *Paragraphes omis*, deux articles qui se rapportaient aux oxides et mines d'antimoine. Ils ont été rétablis à leurs places dans les premier et troisième volumes de la traduction. Le *thorinium* a été mis aussi dans le chapitre des combustibles simples, immédiatement après le zirconium. (*Note du Traducteur.*)

la totalité des chimistes français*. Les dénominations que j'ai adoptées sont toutes exactement conformes à celles établies par Lavoisier et ses collaborateurs, lorsqu'ils publièrent la nouvelle nomenclature chimique. Elles sont simplement une extension de cette nomenclature, et semblent s'appliquer si heureusement à l'état présent de la science, que j'ai le plus grand espoir, que non-seulement on les trouvera appropriées à la langue anglaise, mais encore qu'elles seront facilement intelligibles pour les savans chimistes dans toute contrée quelconque de l'Europe.

Quant à l'ordre que j'ai adopté, il me paraît inutile d'en dire autre chose, sinon que c'est un perfectionnement de celui qui a été suivi dans les précédentes éditions de cet ouvrage. Je le considère comme convenant mieux que tout autre dont j'ai eu jusqu'à-présent connaissance, pour donner une idée claire et précise de l'état présent de la science, dans tout ce qui la constitue, à l'élève qui ne fait que de commencer à l'étudier.

On pourra découvrir encore dans cette édition des erreurs et des fautes qui me seront échappées; mais j'ai la confiance que le lecteur voudra bien me croire, lorsque je lui assure qu'elles sont tout-à-fait involontaires, et qu'il n'avait été épargné ni dépense, ni soins pour les éviter autant que possible.

---

* C'est de cette nomenclature qu'on a cru devoir faire usage dans la traduction. (*Note du Traducteur.*)

ERRATA.

Le lecteur est prié de faire les corrections suivantes :

Page 38, ligne 18, thermomètre d'air; *lisez:* thermomètre à air.
Page 60, ligne 5, ou se volatilise; *lisez:* ou au degré auquel il se volatilise.
Page 119, ligne 1, de différentes; *lisez:* des différentes.
Page 171, ligne 38, dégagé de corps; *lisez:* dégagé des corps.
Page 202, ligne 38, phragones; *lisez:* phragmes.
Page 311, ligne 22, phosphore; *lisez:* phosphure.
Page 314, ligne 7, combine; *lisez:* se combine.
Page 358, ligne 11, de 27: *lisez:* de 29.
Page 389, ligne 33, 897306; *lisez:* 89,7306.
Ibid., ligne 36, 09961415; *lisez:* 0,9961415.
Page 416, ligne 22, chauffé; *lisez:* chauffée.
Page 445, ligne 8, *kupfernichel;* lisez: *kupfernickel.*
Page 482, ligne 28, *protoxide* plomb; *lisez: protoxide* de plomb.
Page 594, *cinquième colonne de la table, au titre, au-lieu de* chlore, *lisez:* chlorure.
Page 595, *cinquième colonne de la table, au titre, au-lieu de* iode, *lisez:* iodure.

SYSTÊME
DE CHIMIE.

INTRODUCTION.

L'HOMME, dès qu'il commence à penser et à raisonner, porte naturellement son attention sur les objets qui l'environnent de toutes parts. Frappé d'étonnement, en considérant leur nombre, leur diversité, leur beauté, il doit éprouver le désir d'en connaître mieux les propriétés et les usages. Et comment ce désir ne deviendrait-il pas un besoin pour lui, s'il réfléchit qu'il est dans une entière dépendance de ces objets, non pas simplement pour ses plaisirs et sa commodité, mais encore pour la conservation de sa propre existence. De là cette curiosité, cette soif ardente d'apprendre et de savoir, qui animent et distinguent les grandes ames. Etude de la nature.

La nature se présente à nous sous deux points de vue différens; car nous pouvons nous borner à considérer séparément chacun des objets qu'elle nous offre, ou les envisager dans leur ensemble, et sous le rapport de la connexité qu'ils ont entre eux. Dans le premier cas, nous contemplons la nature comme étant dans un état de repos, et nous nous occupons seulement de la ressemblance ou de la différence qui peut exister entre un objet et un autre. Dans le second cas, c'est sur l'action réciproque des substances entre elles, et sur les changemens produits par cette action, que porte notre examen de la nature. On a distingué par le nom d'*histoire naturelle*, la première de ces deux manières de considérer les objets, et par le nom de *science* la seconde. Divisée en histoire et science.

Ainsi, la science naturelle est un exposé des *événemens* Science.

qui ont lieu dans le monde matériel. Mais chaque événement, ou, ce qui est la même chose, chaque changement dans les corps, indique un mouvement; car l'idée de l'un entraîne nécessairement la supposition de l'autre. La science naturelle est donc dans le fait la considération des *mouvemens* auxquels les corps sont assujétis en conséquence de l'action qu'ils exercent les uns à l'égard des autres.

De deux sortes.

Or, les corps diffèrent extrêmement dans leurs distances respectives. Quelques-uns, comme les planètes, sont séparés par des millions de myriamètres, tandis que d'autres, tels que les molécules dont l'eau est composée, sont tellement rapprochés, que nous ne pouvons, au moins par nos sens, apercevoir aucune distance entre eux; et ce n'est qu'à l'aide de certaines propriétés dont ces corps jouissent, qu'il nous est possible de découvrir qu'ils ne sont pas en contact réel. Mais la *quantité* de changement ou de mouvement, résultant de l'action d'un corps sur un autre, doit dépendre, au moins jusqu'à un certain point, de la distance qui existe entre eux. Si cette distance est assez grande pour être sensible à la vue, et par conséquent susceptible d'être mesurée exactement, chaque changement qui s'y opérera sera également apercevable, et il sera possible de l'évaluer. Mais lorsque la distance entre deux corps est trop petite pour pouvoir être saisie par nos sens, il est évident que nous ne pouvons discerner aucun changement dans cette distance, et que tout mouvement relatif dans de semblables corps devra être insensible pour nous.

Philosophie mécanique et chimie.

La science se divise donc ainsi en deux grandes branches, dont la première comprend tous ceux des événemens naturels qui sont accompagnés de mouvemens *sensibles*, et dont l'autre a pour objet les événemens dans lesquels il ne nous est pas possible d'*apercevoir* de mouvement. On a distingué pendant long-temps, en Angleterre, la première de ces branches de la science par le nom de *philosophie naturelle*, et, depuis peu, par la dénomination plus convenable de *philosophie mécanique*; la seconde est connue sous le nom de *chimie*.

Définition de chimie.

La chimie est, d'après cette distinction, la science qui traite de ces événemens ou changemens dans les corps

naturels, qui ne se présentent pas à nous avec des mouvemens *sensibles*.

Leur importance. Les événemens de ce genre que la chimie a pour objet, sont tout aussi nombreux, et tout aussi importans que ceux qui appartiennent à la philosophie mécanique; car ils comprennent presque tous ceux des changemens dans les objets naturels qui se rapportent le plus immédiatement à nous, et qui nous intéressent le plus essentiellement. La chimie mérite donc toute notre attention, non-seulement pour notre propre satisfaction, parce qu'elle doit ajouter à nos connaissances, par l'idée sublime qu'elle nous donne de la sagesse et de la bonté de l'Auteur de la nature, mais encore en ce qu'elle agrandit nos ressources en étendant notre domination sur le monde matériel; la chimie est donc tout-à-la-fois pour nous une source de jouissances, et le moyen d'augmenter notre pouvoir.

Comme science, la chimie se lie intimement à tous les phénomènes de la nature. On entreprendrait en vain sans son secours de donner une explication satisfaisante des causes de la pluie, de la neige, de la grêle, de la rosée, du vent, des tremblemens de terre, et même des changemens de saisons; et c'est également dans cette source qu'ont été puisées nos lumières acquises sur la végétation des plantes, et sur quelques-unes des plus importantes fonctions des animaux. Quelle étude serait plus propre à exalter notre imagination, que celle qui nous offre le tableau d'effets les plus étonnans produits sans cesse et partout, par les moyens les plus simples, quoique le plus convenablement réglés, et qui nous met à portée de nous convaincre avec quel soin admirable tout ce qui se présente à nous paraît avoir été ordonné pour assurer la conservation et le plus grand avantage de tout être vivant? Comme art, la chimie a des rapports avec toutes nos manufactures. Le verrier, le potier, le forgeron et tout ouvrier en métaux, le tanneur, le savonnier, le teinturier, le blanchisseur, etc., sont en réalité des chimistes praticiens; et les perfectionnemens les plus essentiels apportés dans tous ces arts, dérivent des progrès que la chimie a faits comme science. Ce n'est qu'avec le secours de la chimie que l'agriculture peut trouver des moyens d'amélioration raisonnés, et d'un effet certain; et les avantages que la méde-

cine a retirés de la chimie sont trop évidens pour qu'il puisse être nécessaire de les énoncer.

Origine. Le mot CHIMIE semble être d'origine égyptienne, et avoir été dans le principe équivalant à notre expression *philosophie naturelle*, dans son acception la plus étendue, comprenant tout ce que les anciens pouvaient connaître des objets naturels. Dans la suite des temps, la signification de ce mot paraît avoir été plus limitée. Elle fut par degrés restreinte à l'*art de travailler les métaux*, à raison sans doute de la grande importance attachée à cet art par les anciens, qui en regardèrent les inventeurs, et ceux qui le perfectionnèrent, comme les plus grands bienfaiteurs de l'humanité, qui érigèrent des Statues et consacrèrent des temples en leur honneur, et qui les élevèrent même au rang des dieux.

Pendant combien de temps le mot *chimie* conserva-t-il cette signification nouvelle? C'est ce qu'il ne nous est pas possible de dire; mais on voit que dans le 3e siècle, on employait ce terme dans un sens encore plus borné, puisqu'il ne désignait plus que *l'art de faire l'or* et l'*argent*. La cause de cette plus grande limitation dans la signification du mot, et l'origine de l'opinion que l'or pouvait être le produit de l'art, sont également inconnues. La science de la chimie, dans cette nouvelle manière de la considérer, fut cultivée avec la plus grande ardeur, en Egypte et dans la Grèce : elle fut transmise par les Grecs aux Arabes, et les successeurs des califs l'introduisirent dans l'Ouest de l'Europe. Ceux qui faisaient profession de se livrer à cette science, se formèrent insensiblement en une secte, sous le nom d'ALCHIMISTES, terme qu'on suppose être simplement le mot *chimiste* précédé de l'article arabe *al* *.

Les alchimistes.

Les alchimistes établirent comme principe, que les substances qui composent l'or existent dans tous les métaux;

---

* Je suis redevable de l'étymologie suivante de ce mot à mon ami le Rev. M. Holme, de Saint-Pierre, à Cambridge, à qui elle fut indiquée par le Rev. M. Palmer, professeur d'arabe dans cette université : « Al-chemy, ou plutôt Al-Kemi, *la connaissance de la substance ou composition des corps*, provient du substantif (Kiyamon), c'est-à-dire la *substance* ou constitution de toute chose, de la racine (Kama). Voyez Lexique de Golius ».

salies, il est vrai, par diverses impuretés, mais susceptibles d'être ramenées, par une purification convenable, à un état parfait. Le grand objet de leurs recherches était de trouver les moyens d'opérer ce changement, et par conséquent de convertir en or les métaux imparfaits. Ils donnèrent le nom de *lapis philosophorum* (pierre des philosophes) à la substance dans laquelle résidait éminemment cette propriété de conversion; et beaucoup d'entre eux se vantaient d'être en possession de cet agent si puissant.

Leurs opinions.

Ainsi, pour les alchimistes, la *chimie* était l'art de faire la pierre philosophale. Ils affirmaient que cet art étant au-dessus de toute intelligence humaine, la connaissance n'en était suggérée qu'à ceux des sages qui étaient particulièrement favorisés de la divinité. Le petit nombre de ces êtres fortunés et privilégiés qui avaient la connaissance de la pierre philosophale, s'appelaient *adepti* (adeptes), c'est-à-dire gens ayant obtenu la possession du secret. Ces initiés prétendaient n'avoir pas la liberté de communiquer ce secret, assurant que les plus grands maux retomberaient sur la tête de celui d'entre eux qui serait assez hardi pour en faire la révélation à aucun des fils des hommes, sans la manifestation la plus clairement exprimée de l'autorité divine.

En conséquence de ces notions, les alchimistes se firent une règle de vivre, autant que cela leur était possible, dans la retraite; ils mettaient le plus grand soin à ne rien laisser apercevoir de leurs opinions, de leurs connaissances, de leurs travaux. Dans leurs communications entre eux, ils avaient adopté un langage mystique et métaphorique. Ils faisaient usage de signes et de figures particulières, de manière à rendre entièrement inintelligibles, pour le commun des lecteurs, leurs écrits que les adeptes seuls pouvaient comprendre. Malgré tous ces obstacles, il parut dans ces temps de ténèbres un grand nombre d'ouvrages d'alchimie, dont plusieurs sous les véritables noms de leurs auteurs, mais dont un beaucoup plus grand nombre encore avec des titres déguisés, ou étant attribués à des sages célèbres de l'antiquité.

On ignore jusqu'à quel point la pratique de l'alchimie se propagea parmi les anciens, et même jusqu'à quel point elle donna lieu à la formation d'une secte. On en trouve des

traces chez les Arabes, qui, aussitôt après les conquêtes des califes, tournèrent leur attention vers la littérature, et inculquèrent à nos barbares ancêtres les premiers germes des sciences.

Les principaux écrivains chimistes arabes furent Geber et Avicennes; et leurs écrits, au moins ceux que j'ai eu l'occasion de parcourir, m'ont paru ne se ressentir que très-peu de ce ton mystérieux et énigmatique, qui dégénéra depuis en système.

Les alchimistes semblent s'être établis dans l'Ouest de l'Europe vers le 10.e siècle. C'est entre les 11.e et 15.e siècles que l'alchimie fut dans l'état le plus florissant. Les écrivains qui se firent connaître dans cet intervalle de temps, furent en assez grand nombre, et l'on remarquait de grandes différences entre eux sous le rapport du style et de l'habileté. Quelques-uns de leurs ouvrages sont à-peu-près inintelligibles, et ce qu'on y trouve exposé ressemble beaucoup plus à des rêveries d'insensés, qu'à des recherches de philosophes sagement dirigées. Il en est d'autres qui, au style métaphorique près, présentent comparativement plus de netteté, ce qui fait supposer dans leurs auteurs beaucoup de finesse et de pénétration, ainsi qu'une connaissance assez étendue des objets naturels. On y raisonne souvent avec une grande précision, quoique généralement d'après des principes erronnés; et dans beaucoup de cas, il est assez facile de juger de l'exactitude de leurs expériences, et même de suivre la trace des circonstances particulières qui les ont amenés à leurs fausses conclusions.

Les principaux alchimistes qui florissaient dans les temps où la science était encore dans l'obscurité, et dont les noms méritent d'être conservés, tant sous le rapport de leurs découvertes que sous celui de l'influence que leurs écrits et leur exemple ont pu avoir sur la direction vers cet objet d'étude, furent Albert-le-Grand, Roger Bacon, Arnold de Villeneuve, Raymond-Lulle, et les deux Isaac de Hollande *.

* Albert-le-Grand était un ecclésiastique allemand. Il naquit en 1205, et mourut en 1280. Il y a un grand nombre de ses ouvrages. Le plus remarquable est son traité ayant pour titre : *De Alchymiâ*, qui

Les ouvrages de la plupart des alchimistes sont remarquables en ce qu'ils ne présentent rien que d'obscur et d'absurde. Leurs auteurs s'y vantent tous d'être en possession de la pierre philosophale, et s'annoncent comme faisant profession d'enseigner la méthode pour la faire ; mais leur langage énigmatique ne peut être compris que par ceux des adeptes qui sont favorisés de l'illumination céleste. Néanmoins, dans les temps d'ignorance où leurs écrits parurent, ils acquirent, obscurément et comme en secret, une sorte de crédit ; ils firent naître dans les âmes cupides le ridicule désir de s'enrichir par les découvertes qu'ils prétendaient leur communiquer, et l'homme faible et inconsidéré se vit en butte aux ruses et aux tours d'adresse d'une foule d'imposteurs, qui coururent le monde, en affirmant qu'ils étaient en possession du secret de la pierre philosophale, et en offrant de le communiquer moyennant une récompense convenable. Ces prétendus initiés, après s'être ainsi fait donner des sommes d'argent, s'enfuyaient avec leur butin, ou ils poussaient à bout la patience de leurs élèves, soit à force de dégoûts et de dépenses exhorbitantes, soit par des procès ruineux. Ce fut contre cette espèce d'hommes qu'Erasme et Ben Johnson dirigèrent leurs satyres, si bien connues, Leurs écrits.

---

offre un tableau très-distinct de l'état de la chimie dans le treizième siècle.

Roger Bacon, dont le mérite est trop bien connu pour exiger un panégyrique, naquit en 1224, dans le comté de Sommerset, en Angleterre. Il s'est étudié à rendre la plupart de ses ouvrages obscurs ; mais il nous fournit généralement les moyens de les expliquer. Il en est qui font preuve d'un génie déjà bien éclairé pour le temps où ils parurent. Son traité de *Mirabili potestate artis et naturæ*, aurait fait honneur au lord Bacon lui-même.

On croit qu'Arnold de Villa-Nova naquit en Provence, vers l'an 1240. Il jouissait d'une très-grande réputation ; mais tous ceux de ses écrits que j'ai examinés sont excessivement obscurs, et en général inintelligibles.

Raymond-Lulle naquit à Barcelone, en 1235. Ses écrits sont aussi obscurs que ceux d'Arnold.

On ne sait encore à quelle époque existaient les Isaac de Hollande. On suppose que c'était dans le treizième siècle. Leurs écrits sont parfaitement clairs.

ayant pour titre : *Les Alchimistes.* Les fourberies de ces imposteurs exaspérèrent de plus en plus les esprits contre la secte entière des alchimistes. Il parut des écrits contre eux, partout où l'art de l'imprimerie, nouvellement inventé, donnait à leurs auteurs la facilité de les répandre. Les gens d'esprit du temps les attaquèrent avec l'arme du ridicule. Les savans s'efforcèrent de prouver que leur art était impraticable ou au moins d'une difficulté infinie; les gens instruits firent voir qu'il n'avait jamais été compris; et enfin l'autorité fit des lois et établit des peines, qui pussent garantir des piéges des alchimistes imposteurs.

Médecine universelle.

Les chimistes avaient mis, pendant des siècles, beaucoup d'importance à la découverte d'un remède universel capable de guérir toutes les maladies et même de les prévenir; plusieurs avaient avancé que ce remède se trouvait dans la pierre des philosophes, qui non-seulement convertissait en or les métaux imparfaits, mais qui jouissait encore d'une vertu souveraine, celle de guérir en un instant toutes les maladies, de prolonger même indéfiniment la vie, et de conférer aux adeptes le don d'immortalité sur terre. Cette notion se propagea insensiblement, et, en conséquence, le mot *chimie* acquit à la longue une signification plus étendue; car non-seulement elle comprenait l'*art de faire l'or,* mais encore l'*art de préparer le remède universel* *.

Ce fut justement vers ce temps-là que la première de ces deux branches de la chimie étant tombée en discrédit, la seconde, et avec elle l'étude de la chimie, acquit le plus grand degré de célébrité, et attira l'attention de toute l'Europe.

Il me semble qu'on peut attribuer à Théophraste Paracelse cette révolution dans la chimie. Cet homme extraordinaire, né en 1493, près de Zurich, en Suisse, parvenu à la trente-quatrième année de son âge, après nombre d'aventures sin-

* Celui qui fit le premier l'application de la chimie à la médecine, fut Basile Valentin, qui, dit-on, naquit en 1394, et fut bénédictin à Erfurt en Allemagne. Son *Currus triomphalis antimonii* est le plus renommé de ses ouvrages. Il y préconise les vertus des remèdes antimoniaux, dont il avait le premier fait la découverte. Ce traité est écrit en allemand; mais il y en a une élégante traduction latine par Kirkringius.

gulières, qui l'avaient mis en grande réputation, avait été choisi par les magistrats de Bâle pour donner des leçons dans leur ville; ainsi ce fut le premier professeur public de chimie en Europe. Deux ans après, il eut des altercations avec les magistrats; il quitta la ville, et après avoir fourni une carrière complète d'absurdités et de débauches, il mourut à Salzbourg, âgé de quarante-sept ans.

Le caractère de cet homme extraordinaire est universellement connu. On ne peut disconvenir qu'il fut un imposteur, et qu'il s'attribua la connaissance de secrets qu'il ne possédait pas. Il est également vrai qu'il s'appropria des opinions et même des faits qui appartenaient à d'autres. Il était d'un orgueil et d'une jactance insoutenables; son style était ridiculement emphatique; sa vie entière offre un composé de vices et d'absurdités. Quoi qu'il en soit, cependant, on ne peut lui refuser de grands talens, et il faut avouer que ses travaux ne furent pas entièrement inutiles. Il contribua beaucoup à détruire l'illusion à la faveur de laquelle Galen et Avicenne avaient, dans ce temps-là, usurpé le pouvoir absolu sur la médecine, et à rétablir Hyppocrate et les observateurs patiens de la nature dans l'influence qu'ils n'auraient jamais dû perdre. Il est certain que la chimie lui fut redevable d'un éclat qu'elle n'avait pas auparavant, et qu'il en résulta l'avantage d'engager beaucoup d'hommes laborieux qui lui succédèrent, à tourner leur attention vers cette science. Il ne faut pas non plus négliger d'observer que Paracelse, en se livrant, dans ses spéculations concernant la pierre philosophale et le remède universel, aux plus grandes absurdités, en présentant dans sa propre personne l'exemple le plus frappant de leur futilité et de leur impuissance, accéléra plus qu'aucun autre l'époque de leur discrédit, en portant ainsi à les faire rejeter du domaine de la science.

Van Helmont, qui naquit en 1577, peut être considéré comme ayant été le dernier des alchimistes. Sa mort porta le dernier coup au remède universel. Ses contemporains *, et

* Je n'entends pas dire qu'il fût le seul alchimiste de son temps, mais le seul homme de marque qui écrivît sur ce sujet. M. William Oughtred, le mathématicien, par exemple, était un alchimiste. Il parle beaucoup de la *terre vierge* pour la pierre philosophale; elle se faisait avec de l'eau claire la plus épurée qu'il pût se procurer; il

ceux qui vinrent immédiatement après lui, si l'on en excepte Crollius, et un petit nombre d'aveugles admirateurs de Paracelse, ne s'occupèrent plus que des moyens de perfectionner la chimie ; et parmi eux les plus remarquables furent Agricola, Beguin, Glaser, Erkern, Glauber, Kunckel, Boyle, etc.

Le système de l'alchimie étant ainsi ébranlé jusque dans ses fondemens, les faits qui avaient été recueillis ne présentèrent plus qu'un monceau de ruines et de débris, et la chimie, sans aucuns principes fixes, resta destituée d'objet. C'est alors que parut un homme passionnément dévoué à l'étude, plein de la connaissance de tous les faits, qui par une heureuse hypothèse parvint à les réunir, à les classer, et à signaler aux chimistes les objets sur lesquels ils devaient, de préférence et pour le plus grand avantage de la science, diriger leurs recherches. Cet homme était Beccher. Il remplit cette tâche difficile dans son ouvrage ayant pour titre : *Physica subterranea*, imprimé à Francfort, en 1669. La publication de cet ouvrage fonde une ère très-importante dans l'histoire de la chimie, qui fut dès-lors et pour jamais débarrassée des entraves de l'alchimie, et devint les rudimens de la science, telle que nous la trouvons aujourd'hui.

Origine de la chimie comme science.

Ernest Stahl, l'éditeur de la *Physica subterranea*, adopta, aussitôt après la mort de Beccher, la théorie de son maître ; mais il la simplifia et la perfectionna tellement, qu'il parut se l'être entièrement appropriée ; et c'est par cette raison qu'elle a toujours été distinguée par le nom de *Théorie stahlienne*.

Depuis Stahl, la chimie a été cultivée avec ardeur en Allemagne et dans le Nord ; et au nombre des savans distingués de ces pays, qui ont le plus puissamment contribué à ses progrès et à son perfectionnement rapide, on peut particulièrement citer Margraf, Bergman, Schéele, Klaproth, etc.

Théorie stahlienne.

En France, immédiatement après l'établissement de l'Aca-

---

l'abandonnait à elle-même pour se convertir en pierre, et il l'évaporait ensuite à une douce chaleur. « Son fils Ben, dit M. Aubrey, soignait » ses fourneaux ; il m'a déclaré que son père avait dit quelquefois » qu'il avait fait la pierre ». Aubrey, *Vie des grands hommes*. Vol. II, p. 474.

démie des sciences, en 1666, Homberg, Lémery et Geoffroy acquirent de la célébrité par leurs expériences chimiques et par leurs découvertes; et dans le plan nouveau de l'Académie, la chimie devint l'objet particulier des travaux d'une partie de ce corps illustre. Rouelle, qui fut établi professeur de chimie, à Paris, en 1745, parvint à faire partager son enthousiasme au monde lettré de la France, et la chimie devint une étude à la mode. Il se présenta partout des hommes d'un génie éminent; les découvertes se multiplièrent, et cet esprit de la science s'étendit de la nation française à l'Italie, et même à l'Espagne. Mais le plus éminent parmi les chimistes français fut Lavoisier, qui, victime de la fureur révolutionnaire, périt sur l'échafaud, en 1794.

Après la mort de Boyle et de quelques autres des premiers membres de la société royale, on fit, en Angleterre, peu d'attention à la chimie, qui ne fut cultivée que par un petit nombre d'individus. L'ardeur que Newton avait inspirée pour les sciences mathématiques, était si grande, que pendant bien des années tout homme de génie, en Angleterre, fut entraîné comme par un tourbillon vers ce genre d'étude. Mais lorsque le docteur Cullen eut été établi professeur de chimie à Edimbourg, en 1756, il ralluma parmi les étudians la flamme de l'enthousiasme, qui se propagea bientôt de tous côtés par les découvertes subséquentes de Black, de Cavendish et de Priestley. Ce feu nouveau se mêlant à ceux qui brûlaient déjà en France, en Allemagne, en Suède et en Italie, la science de la chimie se trouva briller partout à-la-fois d'un éclat sans exemple. De là les progrès rapides que cette science a faits dans ces cinquante dernières années, l'attention universelle qu'elle a excitée, et les lumières inattendues qu'on y a puisées pour le perfectionnement de plusieurs arts et manufactures de la première utilité.

Son état présent.

L'objet de cet Ouvrage est de présenter, autant que cela est possible, un tableau complet de l'état présent de la science de la chimie, et d'offrir en-même-temps la trace de ses progrès successifs, à partir de l'époque où, encore enveloppée de ténèbres, elle commença à être un objet particulier d'étude, jusqu'à celle du perfectionnement où elle est aujourd'hui parvenue. En faisant ainsi marcher de pair la science avec son histoire, les faits se classeront plus facilement dans la mémoire. Ils seront mieux entendus, et nous

aurons en-même-temps payé le tribut de respect que méritent, à si juste titre, les personnages illustres dont les travaux et les recherches ont été si glorieusement consacrés à l'avancement de la science.

Un exposé complet de l'état présent de la chimie doit non-seulement comprendre le détail de cette science considérée en elle-même, mais aussi son application aux substances, telles qu'elles existent dans la nature, constituant les minéraux, les végétaux et les animaux. Nous diviserons donc cet Ouvrage en deux parties. La première traitera de la *science de la chimie* proprement dite, et la seconde consistera dans un *examen chimique de la nature.*

PREMIÈRE PARTIE.

PRINCIPES DE LA CHIMIE.

La chimie a pour objet de reconnaître les principes ou élémens qui constituent les corps ; d'examiner les composés qu'ils forment entr'eux, et de rechercher la nature du pouvoir qui produit leur union. Objet de la chimie.

Cette science se divise donc naturellement en trois parties :

La première doit traiter des principes composans des corps, principes qu'on appelle SUBSTANCES SIMPLES ;

La seconde, des CORPS COMPOSÉS formés par l'union des substances simples ;

La troisième, de la puissance connue en chimie, sous le nom d'AFFINITÉ, qui détermine cette union.

Ces trois parties principales feront le sujet des trois livres suivans.

LIVRE PREMIER.

DES SUBSTANCES SIMPLES.

On ne doit pas entendre par substances simples, ce que les anciens philosophes appelaient *élémens des corps*, ou particules de la matière qu'il n'est plus possible de diminuer ou de diviser ; on considère seulement, comme simples, les Définition.

corps qui n'ont pas été décomposés, et qu'aucun phénomène, observé jusqu'à present, n'indique comme étant susceptibles de l'être. Il est possible cependant que les corps que nous reconnaissons comme simples, soient réellement des composés; mais jusqu'à ce qu'on en ait acquis la preuve, nous n'avons pas le droit de les supposer tels. Si tous les élémens des corps nous étaient connus; si aucune des combinaisons que ces élémens sont susceptibles de former entre eux ne pouvait échapper à notre examen, la science de la chimie serait parvenue à son plus haut degré de perfection. Mais nous sommes encore très-loin d'en être à ce point.

Division. Les substances simples connues jusqu'à présent sont au nombre d'environ 50; elles se divisent naturellement en deux classes: celles qui appartiennent à la première de ces classes sont d'une nature tellement subtile, qu'elles ne peuvent être renfermées dans aucuns des vaisseaux dont il est en notre pouvoir de faire usage. On ne peut donc les obtenir dans un état séparé, et leur existence n'est démontrée que par certains phénomènes manifestés par les corps de la seconde classe dans des circonstances particulières. Les substances de la première classe ne produisent aucun effet sensible sur la balance la plus délicate, et c'est par cette raison qu'on leur a donné le nom de corps *impondérables*. Les substances simples de la seconde classe peuvent être renfermées dans des vaisseaux convenables, et obtenues à l'état isolé; on peut déterminer leurs poids, et leur reconnaître d'autres propriétés; on les a donc appelées corps *pondérables*. Il convient de considérer séparément chacune de ces deux classes. Nous nous occuperons en premier lieu des corps *impondérables*, parce que leur examen nous fournira l'occasion d'établir quelques faits généraux, et des doctrines qui serviront à porter la lumière sur d'autres points de la chimie.

PREMIÈRE DIVISION.

DES CORPS IMPONDÉRABLES.

Nombre.

Les corps impondérables qu'on suppose actuellement exister, sont au nombre de quatre, savoir : *la lumière, le calorique, l'électricité* et *le magnétisme*. La connaissance des trois premiers de ces corps se lie intimement avec la chimie, et ils paraissent être les agens d'un grand nombre de phénomènes des plus importans de cette science. Mais comme nous ne connaissons au magnétisme aucun rapport avec la chimie, il ne peut nous paraître utile d'en traiter dans cet ouvrage.

CHAPITRE PREMIER.

De la Lumière.

Nature de la lumière.

Tout le monde est familiarisé avec la lumière du soleil, avec celle que donnent une chandelle, et d'autres corps, lorsqu'ils brûlent; chacun sait aussi que c'est par le moyen de la lumière que les corps nous sont rendus visibles.

Quant à la nature de *cette lumière*, il a été établi par les physiciens deux théories différentes. Huygens la considéra comme un fluide subtil remplissant l'espace, et rendant les corps visibles par les ondulations qu'il éprouve. Suivant sa théorie, lorsque le soleil paraît sur l'horizon, il presse et agite ce fluide dont les ondulations se propagent de proche en proche; elles arrivent jusqu'à l'œil, et nous voyons le soleil. Cette opinion d'Huygens fut aussi adoptée par Euler, qui épuisa, pour la défendre, toutes les ressources d'un homme de génie et d'un mathématicien consommé.

Les autres philosophes, et Newton à leur tête, considèrent la lumière comme une substance qui consiste dans des particules continuellement séparées des corps lumi-

neux, qui se meuvent en ligne droite, et rendent les corps lumineux, en les traversant avant de parvenir au fond de l'œil. Newton voulut donner à cette théorie une base mathématique, en prouvant que tous les phénomènes de la lumière pouvaient en être mathématiquement déduits. Huygens et Euler, au contraire, s'occupèrent beaucoup plus des objections dont cette hypothèse de Newton leur paraissait susceptible, que des moyens de soutenir la leur par des preuves directes. Mais ces objections, fussent-elles fondées, au-lieu de confirmer leur propre opinion, prouveraient seulement que les phénomènes de la lumière ne sont pas encore complètement expliqués, vérité à laquelle on ne peut se refuser de quelque manière qu'on envisage la question. Suivant Newton et ses disciples, ce qui nous apparaît des phénomènes de la lumière ne pourrait s'expliquer dans la supposition des ondulations d'un fluide répandu dans l'espace; car alors il ne devrait jamais y avoir d'obscurité ou de nuit. Ils firent, en outre, contre la théorie des ondulations d'un fluide, un très-grand nombre d'argumens directs auxquels il fut impossible de répondre d'une manière satisfaisante. Nous adopterons donc de préférence la théorie de Newton, qui nous paraît présenter beaucoup plus de probabilités que l'autre; et sans chercher à discuter ici le mérite de ces deux hypothèses différentes sur la lumière, nous allons procéder à l'examen de ses propriétés.

Sa vélocité. 1 Rœmer[1], physicien danois, démontra le premier que la lumière employe environ 16 minutes à traverser l'orbite de la terre, et que par conséquent elle parcourt plus de 32000 myriamètres par seconde.

La découverte de Rœmer a été confirmée et bien plus clairement démontrée encore par la très-ingénieuse théorie de Bradley sur l'aberration de la lumière des étoiles fixes[2].

Réfraction. 2. Lorsqu'un rayon de lumière traverse le même milieu, ou lorsqu'il passe perpendiculairement d'un milieu dans un autre, il continue de se mouvoir sans changer sa direction; mais il est toujours un peu détourné de cette direction première pour en prendre une nouvelle, lorsqu'il rencontre obliquement la surface d'un autre milieu de densité diffé-

[1] Phil. Trans. XII, 83.
[2] *Ibid.* XXXV, 637; et XLV, 1.

rente. La déviation qu'il éprouve, dans ce cas, s'appelle *réfraction*, et l'on donne le nom de *réfracté* au rayon ainsi rompu ou brisé. Dans le passage d'un milieu plus rare, dans un milieu plus dense, la réfraction porte le rayon rompu vers la perpendiculaire; elle l'en éloigne au contraire, s'il traverse un milieu plus dense pour entrer dans un milieu plus rare. En général, la quantité de réfraction est proportionnelle à la densité du milieu; mais si le milieu est combustible, la réfraction est plus grande [1]. Dans le même milieu, les sinus des angles d'incidence et de réfraction sont toujours dans un rapport constant.

Depuis Newton, les physiciens étaient généralement d'opinion que le pouvoir réfringent du même corps, dans des états différens, est proportionnel à sa densité; mais MM. Arago et Petit ont dernièrement reconnu dans le cours de leurs expériences sur les puissances réfractives de certains liquides et des vapeurs qu'ils forment, que dans un corps liquide, converti en vapeur, la puissance réfractive diminue dans un rapport plus grand que sa densité; le pouvoir réfringent du soufre carburé liquide, comparé à celui de l'air, est un peu plus grand que 3, tandis que celui de la même substance à l'état de vapeur, rapporté également à l'air, ne surpasse pas 2. Les liquides que ces physiciens essayèrent ainsi, furent le soufre carburé, l'éther sulfurique et l'éther muriatique [2]. La découverte de ce fait établit une des objections les plus fortes qui aient été jusqu'à présent élevées contre la théorie Newtonienne de la lumière.

3. Lorsqu'un rayon de lumière, après être entré sous un certain degré d'obliquité dans un milieu transparent, rencontre un obstacle impénétrable pour lui qui l'empêche de passer outre, il rebrousse chemin, se replie vers le milieu qu'il avait pénétré, et présente l'effet d'une boule qu'on laisse tomber obliquement sur le plancher. On donne le nom de *réflexion* à ce changement de direction dans le mouvement du rayon qu'on appelle alors *réfléchi*; l'angle de réflexion est toujours égal à l'angle d'incidence; lorsque la surface d'un milieu est polie comme celle du verre ou des miroirs, Réflexion.

[1] Ce fut la connaissance de cette loi qui porta Newton à soupçonner que le diamant était combustible, et que l'eau contenait un principe inflammable. *Optics*, p. 72.

[2] Ann. de Chimie et de Physique, tom. I, 1.

les rayons obliques n'y entrent pas du tout, mais ils sont *réfléchis* au contact de la surface du corps. Toutes les surfaces sont capables de réfléchir un nombre plus ou moins grand de rayons obliques; les rayons ne se réfléchissent qu'aux surfaces.

Newton a expliqué ces phénomènes en supposant qu'il existe une attraction qui s'exerce entre la lumière, le milieu à travers lequel elle se meut, le milieu vers lequel elle approche, ou les corps qui se trouvent placés près d'elle.

Opacité et transparence.

4. Quelques substances, telles que l'eau, sont *transparentes*, ou laissent un libre passage à la lumière; d'autres, comme le fer, sont *opaques* et ne peuvent être traversées par elle. Il n'y a cependant aucun doute que les molécules des corps ne soient assez distantes les unes des autres pour permettre la libre transmission de la lumière. Leur opacité et leur transparence dépendent donc de toute autre cause que de celle de l'écartement de leurs molécules. On ne peut, suivant Newton, donner une explication plus satisfaisante de la transparence des corps, qu'en supposant dans les molécules de ceux de cette nature, un arrangement uniforme, et une densité égale. Lorsqu'un rayon de lumière entre dans ces corps, il est attiré également dans tous les sens, et se trouve dans le même état que s'il ne l'était pas du tout. Il passe donc à travers le corps sans obstacle. Dans les corps opaques, au contraire, l'arrangement des molécules étant irrégulier et leur densité variable, le rayon de lumière inégalement attiré, est forcé de changer continuellement sa direction, et il ne peut s'y frayer une route.

Réfraction double.

5. Lorsqu'un rayon de lumière passe à travers un corps cristallisé transparent, dont la forme primitive n'est ni un cube, ni un octaèdre régulier, il s'y divise en deux rayons distincts; l'un de ces rayons est réfracté à la manière ordinaire, tandis que l'autre subit une réfraction extraordinaire. Il s'en suit que lorsqu'un objet est vu à travers un cristal de cette espèce, il paraît double; on appelle corps à *double réfraction* ceux qui produisent ces effets dans le rayon de lumière. Huygens fut le premier des physiciens qui établit et expliqua les lois de cette double réfraction. La chaux carbonatée rhomboïdale, ou spath d'Islande, est une des substances qui jouissent de cette propriété au plus haut degré.

6. Si un rayon de lumière tombe sur une surface d'un plan de verre poli et non étamé, de manière à former avec le plan un angle d'incidence de 35° 25′, le rayon sera réfléchi en ligne droite, en faisant l'angle de réflexion égal à l'angle d'incidence; supposons un autre plan de verre également poli et non étamé, placé de manière que le rayon réfléchi y tombe aussi, sous un angle de 35° 25′ : on peut faire tourner le second plan autour de son axe, sans que l'angle qu'il fait avec le rayon qui tombe sur lui, varie; mais il se présente une circonstance très-curieuse qu'on peut observer à mesure que ce second plan tourne. Supposons les deux plans de réflexion disposés parallèlement entre eux : alors le rayon de lumière est réfléchi par le second plan de verre de la même manière qu'il l'est par le premier; actuellement si l'on fait tourner le second plan d'un quart de cercle, de manière que les deux plans de réflexion soient perpendiculaires entre eux, le rayon passera en totalité, et sans qu'il en soit rien réfléchi, à travers le second plan de verre; si l'on fait tourner ce même second plan d'un autre quart de cercle, de manière que les deux plans se retrouvent dans une position parallèle, le rayon sera réfléchi de nouveau par le second plan comme la première fois; si l'on fait tourner le second plan des trois quarts de cercle, le rayon de lumière sera de nouveau transmis en totalité et sans qu'il en soit rien réfléchi. Ainsi, lorsque les plans de verre réflecteurs sont disposés parallèlement entre eux, la lumière est réfléchie; mais lorsqu'ils sont placés dans une position perpendiculaire, l'un à l'égard de l'autre, la lumière est transmise. On voit donc que la lumière peut pénétrer un plan de verre, lorsqu'il lui est présenté dans une certaine position, et que, dans une autre position de ce plan de verre, cet effet n'a pas lieu. Polarisation

Malus, qui observa le premier ce fait important, l'expliquait en assimilant l'effet que la lumière avait subi, à celui qu'éprouvent des aiguilles magnétiques soumises à l'action d'un aimant. Il appelle en conséquence, cette propriété de la lumière, sa *polarisation*. Depuis la mort de ce savant, l'étude des phénomènes de la polarisation de la lumière a été continuée avec un grand succès par MM. Biot et Arago, ainsi que par le docteur Brewster, qui ont découvert beaucoup de faits nouveaux sur cette propriété importante de la lumière.

7. Lorsqu'on fait passer un rayon de lumière à travers un

Décomposable en sept rayons.

prisme de verre triangulaire, et qu'on le reçoit sur une feuille de papier blanc, l'image, qu'on appelle *spectre*, peinte sur ce papier, est une figure oblongue, terminée à ses extrémités par deux arcs demi-circulaires. Dans ce cas, la réfraction de la lumière est considérablement augmentée par la forme du prisme; et par conséquent, si la lumière consiste dans un assemblage de rayons de réfrangibilité différente, ainsi que le prouve la figure oblongue du spectre, ces rayons seront séparés les uns des autres. Les moins réfrangibles occuperont le cercle lumineux que le rayon aurait formé si la forme prismatique du verre ne s'y fût opposée, et les autres s'éloigneront plus ou moins de ce cercle en raison de leur réfrangibilité. Le nombre de ces rayons a été déterminé par celui des sept couleurs que présente le spectre, et classé, comme elles, dans l'ordre suivant : *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet.* Le rayon rouge est le moins réfrangible, et le violet le plus. Les autres le sont suivant le rang qui leur est assigné dans la dénomination de ces sept rayons. Newton s'est assuré, qu'en divisant la totalité du spectre en 360 parties, le rouge occupe 45 de ces parties; l'orangé, 27; le jaune, 48; le vert, 60; le bleu, 60; l'indigo, 40; le violet, 80. Mais il a été observé depuis, que ces rayons diffèrent un peu relativement à leur étendue dans le spectre, suivant que le milieu traversé par la lumière qui le forme, est plus ou moins réfringent.

8. Ces rayons colorés diffèrent entre eux en réflexibilité et en inflexibilité, dans le même rapport qu'ils diffèrent en réfrangibilité; ainsi les rayons rouges sont les moins réflexibles et inflexibles; cette double propriété est la plus forte dans les rayons violets; et dans chacun des autres rayons, elle est en raison de leur ordre respectif dans le spectre prismatique.

9. Chacun de ces rayons colorés est permanent. Aucun d'eux ne peut être affecté ni altéré par quelque nombre que ce soit de réfractions ou réflexions.

Les propriétés de la lumière, que nous venons d'énumérer, constituent la science qu'on nomme *Optique.* Elles prouvent de la manière la plus décisive, non-seulement que la lumière est attirée par d'autres corps, mais encore qu'elle l'est inégalement. En effet, toutes choses égales d'ailleurs, les corps combustibles réfractent plus puissamment la lumière que les autres corps, et par conséquent, ils l'attirent avec plus de

force; mais cette *variation* dans le degré d'énergie étant un des caractères les plus remarquables de l'affinité chimique, il s'en suit que l'attraction, qui existe entre la lumière et d'autres corps, ne diffère pas de cette espèce d'affinité.

Faculté d'illumination de chaque rayon.

10. Les rayons de lumière diffèrent dans leur pouvoir d'illuminer les objets. L'image produite par une portion égale de chacun de ces rayons, l'un après l'autre, sur une page d'impression, par exemple, ne la rendra pas distinctement visible à la même distance. Il faudra s'en approcher le plus près, lorsqu'elle sera éclairée par le rayon violet; un peu moins, lorsque ce sera le rayon indigo; avec les rayons bleu, et vert foncé, elle pourra être visible en s'en éloignant successivement de plus en plus; et enfin, à la distance la plus considérable de toutes, avec le rayon vert le plus clair, ou avec le rayon jaune le plus foncé. Enfin il faudra se rapprocher de l'objet lorsqu'il sera éclairé par le rayon orangé, et davantage encore lorsqu'il le sera par le rayon rouge. Ainsi il paraît que c'est, dans les rayons qui avoisinent le milieu du spectre, que la faculté d'illumination est la plus grande; que, dans ceux des extrémités, elle est la plus faible, et qu'elle diminue graduellement, dans les autres, à raison de leur différente position, à partir du milieu du spectre vers ses extrémités. Nous sommes redevables de la connaissance de ces faits aux expériences d'Herchell [1].

La lumière entre dans les corps.

11. La lumière est capable d'entrer dans les corps, d'y séjourner, et d'en être ensuite dégagée sans avoir éprouvé d'altération. On sait, d'après les expériences du P. Beccaria, et de plusieurs autres savans, qu'il est un grand nombre de substances qui deviennent lumineuses par leur exposition à la lumière [2]. On leur reconnut cette propriété en les transportant instantanément d'un lieu éclairé dans un endroit obscur, ou en rendant tel celui où on les avait exposées à la lumière; il est vrai que la plupart de ces substances perdent très-promptement cette propriété, mais elles la recouvrent en les présentant de nouveau à la lumière, et on peut la leur rendre ainsi à volonté. Canton fit quelques expériences très-intéressantes sur ce sujet, dans

[1] Phil. Trans. 1800, p. 255.
[2] *Ibid.* LXI, 212.

la vue de trouver une composition qui possédât cette faculté dans un degré remarquable [1]; il fit calciner, en les tenant pendant une demi-heure dans un grand feu de charbon, des écailles d'huîtres qu'il réduisit alors en poudre, et dont il sépara, par le tamisage, la portion la plus fine. Il fit un mélange de trois parties de cette poudre et d'une partie de fleurs de soufre; il le mit, en le foulant bien, dans un creuset qui fut chauffé au rouge pendant une heure. On ratissa alors la portion la plus brillante de ce mélange, et on l'enferma dans une fiole sèche bien bouchée [2]. En exposant, pendant quelques secondes, cette composition à la lumière, elle devient suffisamment lumineuse pour faire distinguer l'heure à une montre. Elle cesse de luire au bout de quelque temps, mais elle recouvre cette propriété lorsqu'on l'expose de nouveau à la lumière. Ainsi, non-seulement, la lumière éprouve de l'action de la part d'autres corps, mais encore elle peut s'unir avec ces corps, et les abandonner ensuite sans éprouver aucun changement. On a objecté à cette conclusion, que la combustion étant toujours accompagnée d'émission de lumière, c'est cette émission qui rend lumineux certains corps qui brûlent lentement et d'une manière imperceptible; mais on ne peut raisonnablement soupçonner aucun effet de combustion dans la plupart des expériences du P. Beccaria, pour peu qu'on réfléchisse qu'un des corps sur lesquels il les faisait était sa propre main, et que beaucoup d'autres corps dont il se servait étaient entièrement incombustibles. Les phénomènes observés par Canton ne paraissent pas non plus compatibles avec les notions que nous avons de la combustion. Son pyrophore ne devient lumineux que lorsqu'il est exposé à la lumière, et il perd cette propriété lorsqu'on le garde dans l'obscurité : ce n'est pas leur exposition à la lumière qui rend lumineuses les substances susceptibles de combustion à la température de l'atmosphère, mais c'est leur exposition à l'air. Si la même température continue,

[1] Phil. Trans. LVIII, 337.

[2] Le docteur Higgins a sensiblement perfectionné le mode de préparation du pyrophore de Canton. Il met par couches, dans un creuset, les écailles d'huîtres et le soufre, sans les réduire en poudre : il expose le creuset à une chaleur convenable, et il enferme le mélange qu'il en retire dans des fioles bien bouchées.

elles ne cessent pas de luire jusqu'à ce qu'elles soient consumées ; et si cela avait lieu, ce ne serait point par l'application de la lumière, mais bien par celle du calorique, qu'elles redeviendraient lumineuses. Le pyrophore de Canton, au contraire, lorsqu'il avait perdu sa propriété de luire, ne la recouvrait par la chaleur qu'autant qu'elle était accompagnée de lumière. La chaleur ne produisait d'autre effet que de faciliter la séparation de la lumière du pyrophore, et de diminuer, par conséquent, la durée du temps pendant lequel il eût pu rester lumineux. On exposa à la lumière deux globes de verre hermétiquement fermés, dans chacun desquels on avait mis de ce pyrophore, et on les transporta dans un lieu obscur. Un de ces deux globes ayant été plongé dans un bassin d'eau bouillante, il devint beaucoup plus éclairé que l'autre; mais au bout de dix minutes il cessa de donner aucune lumière. Le pyrophore, dans l'autre globe, resta visible pendant plus de deux heures. Les deux globes ayant été gardés pendant deux jours dans l'obscurité, on les plongea l'un et l'autre dans un bassin d'eau chaude : celui qui avait déjà été mis dans l'eau ne donna aucune clarté; l'autre, au contraire, devint lumineux, et continua de l'être pendant un temps considérable. Ni l'un ni l'autre ensuite ne recouvra la faculté de luire par le moyen de l'eau chaude ; mais en les plaçant tous les deux près d'un fer rougi de manière à être à peine visible dans l'obscurité, ils dégagèrent aussitôt toute la lumière qui y restait, et ne purent plus être rendus lumineux par ce moyen ; cependant en les exposant une seconde fois à la lumière, ou même en leur en communiquant avec une bougie allumée, et par l'électricité, ils présentèrent de nouveau les mêmes phénomènes. Ces faits, qui ne peuvent certainement pas se concilier avec ce qui a lieu dans la combustion, doivent suffire pour nous convaincre que la lumière était le seul agent, et qu'elle était réellement entrée dans les corps lumineux.

On a mis en question si la lumière, émise par les substances pyrophoriques, était la même que celle à laquelle elles ont été exposées. Wilson a prouvé que, dans beaucoup de cas au moins, elle est différente, que les rayons bleus particulièrement produisent beaucoup plus d'effet qu'aucun autre sur beaucoup de pyrophores, et que leur action occasionne un dégagement de lumière rouge. M. de

Grosser a fait voir que la même chose a lieu à l'égard du diamant, qui est un pyrophore naturel [1].

Quoi qu'il en soit, on ne peut jusqu'à présent révoquer en doute, que la propriété qu'ont ces corps de devenir lumineux, ne soit due à leur exposition à la lumière, et que ce phénomène n'ait aucun rapport avec la combustion.

La lumière se combine avec les corps.

12. La lumière entre non-seulement dans les corps, mais aussi elle se combine avec eux et en devient une des parties composantes. C'est ce qui a été évidemment prouvé par une suite d'expériences faites il y a long-temps par Canton [2], et répétées dernièrement avec beaucoup plus d'étendue, par le docteur Hulme [3]. On sait, depuis long-temps, que différentes espèces de viandes et de poissons, au moment où elles commencent à entrer en putréfaction, deviennent lumineuses dans l'obscurité, et donnent, par conséquent, de la lumière. Cet effet est particulièrement produit par le merlan, le hareng, et le maquereau. Si l'on met 8 grammes de l'un ou de l'autre de ces poissons dans une fiole contenant 60 gram. d'eau de mer, ou d'eau pure tenant en dissolution 1 gramme d'hydrochlorate de soude ou 4 gram. de sulfate de magnésie, et qu'on place cette fiole dans un endroit obscur, il se forme, dans l'espace de trois jours un anneau lumineux à la surface du liquide, qui devient lumineux en totalité, lorsqu'on l'agite, et continue de l'être ainsi pendant quelque temps. Lorsque ces liquides sont gelés, la lumière disparaît, mais elle est de nouveau reproduite dès qu'ils ont cessé de l'être. Une chaleur médiocre augmente l'émission de lumière, celle de l'eau bouillante la fait entièrement cesser. La lumière est également éteinte par l'eau, l'eau de chaux, l'eau imprégnée de gaz acide carbonique, ou de gaz hydrosulfurique, les liqueurs fermentées, les liqueurs spiritueuses, les acides, les alcalis, et l'eau saturée de différens sels, comme l'hydrochlorate d'ammoniaque, l'hydrochlorate de soude, et le sulfate de magnésie; mais la lumière reparaît lorsque ces dissolutions sont étendues d'eau. Cette lumière ne produit aucun effet sensible

[1] Journ. de phys. XX, 270.
[2] Phil. Trans. LIX, 446.
[3] Jour. de Phys. 1800, p. 161.

sur le thermomètre *. On ne peut nier, d'après ces expériences, que la lumière ne soit une des parties constituantes de ces substances, et que ce ne soit la première de ces parties qui s'en dégage, lorsqu'elles commencent à se décomposer.

Explication de la couleur des corps.

13. Presque tous les corps ont la propriété d'absorber la lumière, quoiqu'elle ne s'en émane pas comme des substances pyrophoriques et animales; mais cette faculté d'absorption, ils ne l'exercent pas à l'égard de tous les rayons indistinctement; elle se borne, pour quelques corps, à celle d'un certain rayon coloré, à celle d'un autre rayon pour d'autres corps, et chacun d'eux réfléchit les rayons qu'il n'absorbe pas. Telle est la cause de la différence des couleurs des corps. Un corps rouge, par exemple, réfléchit les rayons rouges et absorbe les autres. Un corps vert réfléchit les rayons verts, et peut-être les rayons bleus et jaunes, et absorbe le surplus. Un corps blanc réfléchit tous les rayons et n'en absorbe aucun. Un corps noir, au contraire, les absorbe tous, et n'en réfléchit aucun. Les différentes couleurs des corps dépendent donc de l'affinité qu'ils ont pour des rayons particuliers, et de ce qu'ils n'en ont pas pour les autres.

La lumière produit des changemens dans les corps.

14. Les corps éprouvent un changement très-sensible par l'absorption de la lumière. Les plantes, par exemple, peuvent végéter passablement bien dans l'obscurité; mais alors leur couleur est toujours blanche; elles ont à peine de la saveur, et ne contiennent qu'une très-petite proportion de matière combustible. Mais peu de temps après qu'elles ont été exposées à la lumière, leur couleur devient verte, leur saveur beaucoup plus forte, et leur proportion de matière combustible beaucoup plus considérable. Ces changemens, qui sont très-évidens, dépendent incontestablement de l'action de la lumière. Un autre exemple très-remarquable de cette action, c'est la réduction des oxides métalliques. La couleur des oxides rouges de mercure et de plomb, devient beaucoup plus légère lorsque ces oxides sont exposés au soleil; et dans la même circonstance, les sels blancs d'argent noircissent très-promptement et l'oxide est réduit. L'oxide d'or peut être réduit de la même manière : la lumière a donc ainsi

* Les mêmes expériences réussissent avec le pyrophore de Canton, ainsi que l'a fait voir le docteur Hulme.

la propriété de séparer l'oxigène de plusieurs des oxides. Schéel, qui examina le premier tous ces faits avec beaucoup d'attention et d'exactitude, observa aussi que le rayon violet réduit l'oxide d'argent bien plus promptement qu'aucun des autres rayons [1]; et Sennebier s'est assuré que ce même rayon contribue le plus efficacement à produire la couleur verte des plantes [2]. Berthollet a observé que, pendant la réduction des oxides, il se dégage du gaz oxigène en grande abondance [3].

Contient des rayons désoxidans non calorifiques.

On supposait, il n'y a pas long-temps encore, que ces réductions d'oxides métalliques étaient l'effet de l'action des rayons calorifiques de la lumière; mais MM. Wollaston, Ritter et Bockmann, se sont assuré dernièrement que le chlorure d'argent est le plus rapidement noirci lorsqu'il est placé en dehors du rayon violet, entièrement au-delà de la limite du spectre prismatique.

Ces observations ont été confirmées par M. Berard : il trouva que la propriété chimique était la plus intense vers l'extrémité violette du spectre, et qu'elle s'étendait même un peu au-delà de cette extrémité. En laissant les substances dont il se servait comme réactifs, exposées pendant un certain temps à l'action de chaque rayon, il observa des effets sensibles, quoique d'une intensité continuellement décroissante, dans les rayons indigo et bleu; d'où il suit que s'il eût pu employer des réactifs plus sensibles [4], il aurait très-probablement observé des effets analogues, mais plus faibles encore, dans les autres rayons. M. Berard concentra, par le moyen d'une lentille, toute la partie du spectre, qui s'étend depuis le vert jusqu'au violet extrême, et il rassembla de même, par une autre lentille, toute la portion qui s'étend

---

[1] On Fire, p. 78 et 98.

[2] Mém. physico-chim. II, 72.

[3] Journ. de Phys. XXIX, 81. Lorsque le muriate d'argent est exposé à la lumière du soleil, il noircit presqu'instantanément. Dans ce cas, ce n'est pas le gaz oxigène qui s'en dégage, mais le gaz acide muriatique, comme l'a aussi observé Berthollet. *Voy.* Journ. de Phys. LVI, 80.

[4] Les réactifs dont il se servit dans ces expériences, étaient le chlorure d'argent, qui devient noir; la gomme gayac, qui passe du jaune au vert, ainsi que le docteur Wollaston l'observa le premier, et un mélange de gaz hydrogène et de chlore qui détonne par exposition à la lumière solaire, ainsi que l'ont reconnu Dalton, Gay-Lussac et Thénard.

depuis le vert jusqu'au rouge extrême. Ce dernier faisceau se réunissait en un point blanc si brillant que les yeux avaient peine à en soutenir l'éclat; cependant le chlorure d'argent resta exposé pendant plus de deux heures à cette vive lumière, sans éprouver aucune altération sensible. Mais en exposant le chlorure au premier faisceau dont la lumière était beaucoup moins vive, et la chaleur beaucoup moins forte, il était noirci en moins de dix minutes [1].

15. M. Morichini, professeur de Chimie, à Rome, annonça, en 1813, qu'en exposant des aiguilles d'acier à l'action du rayon de lumière violet, elles deviennent magnétiques [2]; mais ces expériences répétées avec soin, par le professeur Configliachi de Pavie [3], et par Berard de Montpellier [4], n'ont point réussi, d'où l'on peut conclure que Morichini avait été induit en erreur, en se servant d'aiguilles qui possédaient déjà la vertu magnétique.

Trois propriétés particulières de la lumière.

16. Telles sont les propriétés de la lumière, autant qu'elles ont pu être examinées. Elles suffisent pour nous la faire considérer comme un corps, et comme possédant beaucoup de qualités communes avec d'autres corps; elle est attirée par les corps, et se combine avec eux précisément de la même manière que d'autres corps; mais ce qui distingue la lumière de toutes les autres substances jusqu'à présent décrites, ce sont les trois propriétés particulières dont elle jouit et qui leur manquent. La première de ces propriétés, est le pouvoir qu'elle a d'exciter en nous la sensation de la vision par l'action immédiate qu'exercent sur l'organe de la vue ses rayons envoyés par les objets. Les phénomènes des couleurs, et le spectre prismatique, nous indiquent bien l'existence de sept espèces différentes de lumière; mais à quoi peut être due cette variation d'espèces? Quelles sont les parties composantes de chacune d'elles? C'est ce que nous ignorons encore totalement.

La seconde propriété particulière de la lumière est la vîtesse prodigieuse avec laquelle elle se meut toutes les fois qu'elle est séparée d'un corps quelconque avec lequel elle était combinée. Cette vîtesse, qui est d'environ 32000 myriamètres par seconde, elle l'acquiert dans un instant, et

[1] Annales de Chimie. LXXXV, 309.
[2] Gilbert's Annalen der Phisick. XLVI, 367.
[3] *Ibid.* p. 337.
[4] Annals of Philosophy. IV, 228.

semble l'acquérir de même dans tous les cas, quel que soit le corps dont elle se sépare.

La troisième propriété de la lumière, et qui n'est pas la moins remarquable, est qu'on n'a jamais trouvé ses molécules dans un état de cohésion capable de produire des masses d'une dimension perceptible quelconque. On ne peut expliquer cette différence, qui semble établir la grande distinction entre la lumière et les autres corps, qu'en supposant qu'il existe entre ses molécules une force de RÉPULSION qui les éloigne, lorsque celles des autres corps sont réunies par une force d'attraction qui les fait cohérer ensemble, et se former ainsi en masses plus ou moins considérables.

Sources de la lumière.

17. Il ne nous reste plus à parler que des divers moyens de se procurer la lumière, ou, pour s'exprimer plus correctement, des différentes sources d'où la lumière peut être émise sous une forme visible. Ces sources sont au nombre de quatre : 1°. le soleil et les étoiles ; 2°. la combustion ; 3°. la chaleur ; 4°. la percussion.

1. Le soleil.

On désigne vulgairement la lumière qui nous vient du soleil par les dénominations de *clarté du soleil* et de *lumière du jour*. La lumière des étoiles possède, ainsi qu'on s'en est assuré, les mêmes propriétés. Quant à la cause qui produit cette émission continuelle de lumière du soleil et des étoiles, cette question sera probablement à jamais l'écueil de l'entendement humain. On ne peut, sous aucun rapport, considérer cette question comme se liant avec la science de la chimie.

2. La combustion.

18. Dans tout cas de COMBUSTION, il y a émission de lumière ; mais la combustion, au moins en ce qui concerne les corps combustibles simples, et les métaux, n'est autre chose que l'acte de la combinaison du combustible avec un agent ou soutien de la combustion ; donc la lumière produite pendant la combustion existait nécessairement auparavant, combinée, soit avec ce combustible, soit avec le corps qui opère la combustion ; mais nous reviendrons sur ce sujet dans le chapitre suivant, en y considérant particulièrement la nature de la combustion.

3. La chaleur.

19. Lorsqu'on applique la chaleur aux corps, en l'augmentant continuellement, il est une certaine élévation de température à laquelle, lorsqu'ils y sont parvenus, ils deviennent lumineux. Ce phénomène est tellement familier, et si bien connu, qu'on n'y fait que très-peu d'attention. On ap-

pelle dans le langage ordinaire, *chauffé au rouge*, le corps qui, tenu dans le feu, y devient lumineux; et il paraît résulter des expériences faites à ce sujet, que tous les corps capables de supporter, sans que leur décomposition ou leur volatilisation ait lieu, le degré de feu nécessaire pour les amener à l'état de chauffés AU ROUGE, commencent à émettre la lumière précisément à la même température. Isaac Newton trouva le premier, par une suite d'expériences très-ingénieuses, qui furent publiées en 1701, que le fer est visible dans l'obscurité, lorsqu'il est chauffé à 335° centig.[1]; qu'il luit fortement dans l'obscurité à la température de 400° centigr.; qu'à celle de 474° centigr. il est lumineux dans le crépuscule, immédiatement après le coucher du soleil; et que lorsqu'il luit, même au grand jour, sa température doit être d'environ 538° centigr. Il paraît, d'après les expériences de Muschenbroeck et autres, que c'est à la température d'environ 427° centigr. que commence ce qu'on appelle, dans le langage ordinaire, une *chaleur rouge*.

Un corps chauffé au rouge continue de luire pendant quelque temps après qu'il a été retiré du feu et placé dans l'obscurité, sans qu'alors l'accession constante, ou de la lumière, ou de la chaleur, soit nécessaire; mais si, sur ce corps chauffé au rouge, on fait passer un fort courant d'air, il cesse immédiatement de luire[2]. Ainsi, cet effet a lieu dès le moment où la température du corps est abaissée d'un certain nombre de degrés.

Toutes les fois qu'un corps atteint la température convenable pour être rendu lumineux, il le devient indépendamment de tout contact de l'air, car on met un morceau de fil de fer à l'état de chauffé au rouge, en le plongeant dans du plomb fondu[3].

Une exception remarquable à cette loi générale, c'est qu'il ne paraît pas que les gaz deviennent lumineux, même à une température beaucoup plus élevée. M. T. Wedgewood semble avoir mis la vérité de cette exception dans son plus

---

[1] Le docteur Irvine a fait voir que ce point est trop bas; car le mercure, dont il établit le terme d'ébullition à 355° centigr., ne manifeste aucune apparence lumineuse à cette température.

[2] T. Wedgewood, Phil. Trans. 1792.

[3] *Id. ibid.*

grand jour, par une expérience très-ingénieuse : il prit un tube de terre courbé dans son milieu, de manière à pouvoir être introduit, et faire plusieurs tours dans un large creuset qui fût rempli de sable. Le tube était fixé par l'une de ses extrémités à un soufflet, et son autre extrémité entrait dans un globe ayant une ouverture munie d'une soupape, par laquelle l'air pouvait sortir, mais non entrer. On avait pratiqué sur le globe une autre ouverture garnie d'un verre, afin qu'on pût voir ce qui s'y passait. Après avoir fait chauffer le creuset, et porté le sable à la chaleur rouge, on fit entrer de l'air dans le tube au moyen du soufflet. Cet air, après avoir passé à travers le sable rouge de feu arrivait dans le globe. Il ne manifestait aucune clarté; mais en suspendant un morceau de fil d'or à la partie du globe où le tube de terre y entrait, le fil d'or devint lumineux : ce qui prouve que quoique l'air ne fût pas lumineux, il avait été chauffé au point d'élever d'autres corps à la température où ils le deviennent.

4. La percussion.

20. La dernière des sources de la lumière est la *percussion*. On sait qu'en frappant rapidement l'un contre l'autre, le caillou et l'acier, il se produit une étincelle capable de mettre le feu à de l'amadou ou à de la poudre à canon. Cette étincelle, ainsi que l'a observé depuis long-temps le docteur Hooke, est une particule séparée du fer qui prend feu dans son passage à travers l'air. Dans cette circonstance, ainsi que dans toutes celles semblables, c'est bien un cas de combustion; mais il n'en est pas de même de l'apparence de lumière qui se manifeste souvent par le choc de deux corps que nous savons être l'un et l'autre incombustibles. Ainsi, par exemple, il y a étincelle produite et émission de lumière, lorsqu'on frappe et lorsqu'on frotte rapidement l'une contre l'autre deux pierres quartzeuses; cet effet a également lieu sous l'eau, et beaucoup d'autres pierres dures donnent aussi des étincelles dans les mêmes circonstances.

Si par la collision de ces pierres, on fait jaillir beaucoup d'étincelles au-dessus d'une feuille de papier blanc, on y trouve une certaine quantité de corpuscules noirs, semblables à des œufs de mouches. Ces petits corps sont durs, mais friables; lorsqu'ils sont froissés sur le papier, ils y laissent une trace noire; vus au microscope, ils semblent avoir été fondus. L'acide hydrochlorique change leur couleur

en vert comme cela a lieu à l'égard des laves [1]. Ces corpuscules chauffés au rouge produisent évidemment des étincelles. Lamanon suppose que ce sont des molécules de quartz combinées avec l'oxigène, et que dans ce cas, le phénomène est absolument semblable à celui produit par la collision du caillou et de l'acier. On ne peut révoquer en doute que ces corpuscules ne soient des particules de quartz, mais la supposition qu'elles sont en état de combinaison avec l'oxigène est contraire à toutes les expériences; car on n'a jamais reconnu dans ces espèces de pierres aucune disposition à s'unir à ce principe, même en les exposant à la plus violente chaleur. Les expériences faites par Lamétherie pour vérifier l'opinion de Lamanon, ont toutes prouvé qu'elle n'était pas fondée, et Monge s'est assuré que les petits corps décrits par Lamanon, étaient des fragmens de cristal pur et sans altération, enduits d'une fuliginosité charboneuse; il en conclut que ces fragmens détachés du quartz, se trouvant élevés par le choc à une très-haute température, deviennent capables de brûler, dans leur passage à travers l'atmosphère, les corpuscules de matière combustible qui y sont suspendus [2]. La production de l'étincelle par le choc, est accompagnée d'une odeur très-particulière qui a de l'analogie avec celle du souffre, ou plutôt de la poudre à canon, qui brûlent.

CHAPITRE II.

Du Calorique.

Définition.

Rien n'est plus familier pour nous que la *chaleur*: il serait donc inutile de chercher à la définir. Lorsqu'on dit d'une personne *qu'elle a chaud*, d'une pierre *qu'elle est chaude*, cette manière de s'exprimer s'entend sans difficulté : elle présente cependant, pour chacune de ces circonstances, un sens différent. Dans la première, elle signifie la *sensation* de la chaleur, et dans l'autre la *cause* de cette sensation.

[1] Lamanon, Journ. de Phys. 1789.
[2] Ann. de Chim. XVI, 206.

Cette ambiguité, qui est de peu de conséquence dans le langage ordinaire, peut apporter de la confusion et de la perplexité dans les discussions philosophiques. C'est pour faire disparaître ces inconvéniens que les chimistes modernes ont adopté le mot *calorique* pour désigner la *cause de la chaleur*. Lorsque je pose la main sur une pierre chaude, j'éprouve une certaine sensation que j'appelle *sensation de la chaleur*. La cause de cette sensation est le *calorique*.

L'étude des phénomènes du calorique est ce qu'il y a de plus difficile et de plus intéressant en chimie. Elle a singulièrement contribué à l'avancement de la science; l'examen de ces phénomènes mérite une attention d'autant plus particulière qu'ils se rapportent à quelques-unes de ces parties de la chimie, qui sont encore excessivement obscures, et qu'ils ont donné lieu aux discussions les plus importantes. Pour en traiter avec quelqu'étendue, je diviserai ce chapitre en six sections; dans la première, je considérerai la nature du calorique; dans la deuxième, sa propagation dans les corps; dans la troisième, la manière dont il y est distribué; dans la quatrième, les effets qu'ils en éprouvent; dans la cinquième, la quantité qu'ils en contiennent; et dans la sixième, les différentes sources dont on l'obtient.

SECTION PREMIÈRE.

Nature du Calorique.

Les philosophes sont divisés d'opinion sur la nature du calorique. Les uns le considèrent comme n'étant, ainsi que la pesanteur, qu'une propriété de la matière, qui consiste de quelque manière que ce soit, dans un mouvement particulier de ses molécules. Suivant d'autres, au contraire, c'est une substance distincte; on a produit à l'appui de chacune de ces opinions des argumens également forts et plausibles; cependant à mesure que les connaissances de cette partie de la science se sont perfectionnées, la dernière de ces opinions était devenue la plus probable, lorsqu'une découverte récemment faite par le docteur Herschell, a, pour ainsi dire, mis fin à la dispute, en prouvant que le calorique est une sub-

stance particulière, ou du moins qu'on a, pour le considérer comme telle, les mêmes raisons qui font regarder la lumière comme une matière réelle.

Découverte des rayons du calorique.

1. Le docteur Herschell s'occupant des moyens d'observer le soleil avec des télescopes, de manière à éviter l'inconvénient de la chaleur, se servit à cet effet de verres diversement colorés. Il s'aperçut que ceux de ces verres dont la couleur était assez intense pour intercepter la lumière, éclataient et se brisaient très-promptement. Cette circonstance le porta à examiner la faculté échauffante des divers rayons colorés; il fit tomber successivement chacun d'eux, l'un après l'autre, sur la boule d'un thermomètre près duquel il en avait placé deux autres pour servir de terme de comparaison. Le nombre de degrés auxquels le thermomètre exposé au rayon coloré s'élevait au-dessus du nombre de degrés dans les deux autres thermomètres, indiquait le pouvoir échauffant de ce rayon. Il trouva que ce pouvoir est le plus faible dans les rayons les plus réfrangibles, et qu'il augmente par degrés à mesure que la réfrangibilité diminue. Ainsi c'est le rayon violet dont la faculté échauffante est la plus petite, et c'est dans le rayon rouge qu'elle est la plus grande; Herschell reconnut en outre, que le pouvoir échauffant des rayons violet, vert et rouge, était entre eux dans le rapport suivant.

Violet = 16; vert = 22.4; rouge = 55.

Ce qui, dans le cours de ses expériences, frappa le docteur Herschell comme un fait remarquable, c'est la différence qu'il trouva exister dans les lois que suivent les rayons du spectre, relativement à leur force éclairante et à leur faculté calorifique. C'est dans le milieu du spectre que réside le maximum de clarté, qui décroît ensuite de ce milieu vers l'une ou l'autre extrémité, tandis que la faculté calorifique augmente continuellement, à partir du rayon violet qui termine le spectre d'un côté, jusqu'au rayon rouge, qui en forme l'autre extrémité, où cette faculté a le plus d'énergie. Cette circonstance fit soupçonner au célèbre astronome, que la faculté d'échauffer n'avait peut-être pas pour limites l'extrémité visible du spectre, mais qu'elle continuait encore au-delà. Il plaça, en conséquence, son thermomètre entièrement au-delà de la limite du rayon rouge, mais toujours dans la ligne du spectre prismatique, et le thermomètre s'éleva

plus haut que lorsqu'il était exposé au rayon rouge. En éloignant encore le thermomètre, il continua de monter, et il ne parvint à son maximum d'élévation qu'à la distance d'environ 13 millim. au-delà de l'extrême limite du rayon rouge. En plaçant le thermomètre encore au-delà, il descendait un peu, mais la faculté calorifique était encore sensible à la distance de plus de 38 millim. du rayon rouge [1].

Ces importantes expériences furent répétées et confirmées en 1802 par sir Henry Englefield [2]. Il avait adopté pour les siennes un appareil absolument différent de celui dont Herschell s'était servi, afin de prévenir les objections qui avaient été faites contre les conclusions de cet illustre savant. Les boules des thermomètres avaient été le plus souvent noircies; la table qui suit présente les résultats obtenus dans l'une de ces expériences.

	Minutes.	Degrés centigr.
Le thermomètre, dans le rayon bleu, monta en.	3.	de 12°.78 à 13.33
Dans le rayon vert, en.	3.	de 12.22 à 14.44
Dans le jaune, en.	3.	de 13.33 à 16.67
Dans le rouge plein, en.	2.5	de 13.33 à 22.22
Dans les limites du rouge, en. .	2.5	de 14.44 à 23. 4
Au-delà de la lumière visible, en	2.5	de 16.11 à 26,11

Le thermomètre dont la boule avait été noircie, montait beaucoup plus haut, lorsqu'il était placé dans les mêmes circonstances que celui dont la boule était nue ou avait été blanchie. C'est ce qu'on voit dans le tableau ci-contre.

---

[1] Trans. phil. 1800, p. 437.
[2] Journal de l'Institution royale. I, 202.

Rayon.	Thermomètre.	Temps.	Température.
			degrés.
Rouge.	Noirci.	3′	de 14°.44 à 16°.11
	Blanchi.		de 12.78 à 14.44
Foncé.	Noirci.	3	de 15.... à 17.78
	Blanchi.		de 14.44 à 14.72
Limites du rouge.	Noirci.	3	de 15.... à 21.67
	Blanchi.		de 14.16 à 15.84

Le docteur Herschell et sir Henry Englefield ont aussi observé l'un et l'autre, que la réunion, par le moyen d'une lentille, des rayons qui dépassent l'extrémité rouge du spectre, produisait une image visible d'une teinte rouge pâle de forme demi-ovale.

M. Wünsch, professeur à Francfort sur l'Oder, publia en 1807, sur le même sujet *, une suite d'expériences, dont les résultats différaient un peu de ceux des expériences du docteur Herschell. Wünsch trouva que le thermomètre n'était pas affecté, lorsqu'il était placé soit au-dessus, soit au-dessous du spectre; mais l'élévation de température n'était pas proportionnelle à la lumière donnée par le rayon. Suivant lui, c'est le rayon bleu qui donne le plus de lumière, mais il produit moins de chaleur qu'aucun des autres rayons, à l'exception du violet. En remplissant le prisme d'alkool, d'huile de térébenthine, ou d'eau, le rayon jaune était celui qui faisait le plus monter le thermomètre. Lorsqu'il employait un prisme de verre vert, le rayon rouge produisait le plus de chaleur. Enfin, avec un prisme de verre jaune, c'était la partie la moins colorée au bord du rayon rouge qui donnait le plus de chaleur.

* *Versuche uber die vermeinte Sonderung des Lichts der Sonnenstrahlen von der Warme derselben*, publié dans *Der Gesellschaft naturforschender freunde zu Berlin Magazin für die neuesten entdeckungen in der gesammten naturkunde*. Vol. I, p. 207.

Le professeur Wünsch est un de ces physiciens qui regardent la lumière solaire comme n'étant divisible qu'en trois rayons colorés, et il semble avoir eu principalement pour objet, dans son travail, de faire voir que la faculté échauffante des rayons vient à l'appui de son hypothèse particulière. Ritter, qui l'examina avec une grande attention, fut d'une opinion très différente[1]; mais il n'est pas nécessaire de discuter ici ce point, parce que les expériences de Wünsch ne sont point incompatibles avec celles d'Herschell, quoiqu'elles ne coïncident pas exactement.

Les expériences d'Herschell ont été répétées, et confirmées de nouveau en 1813, par M. Bérard. Il s'était procuré un excellent appareil pour cet objet, et ses observations paraissent avoir été faites avec tout le soin convenable. Il trouva ainsi qu'Herschell, que le pouvoir échauffant des rayons décroît depuis le rouge jusqu'à l'extrémité violette du spectre. Ce pouvoir est le plus grand à l'extrémité du rayon rouge, tandis que le thermomètre est encore plongé dans le spectre. Lorsqu'il plaça le thermomètre tout-à-fait hors du spectre visible, à l'endroit où Herschell fixe le maximum de chaleur, l'élévation de la température au-dessus de celle de l'air ambiant, ne fut que le cinquième de ce qu'elle avait été dans le rayon rouge même[2].

Ces expériences suffisent pour nous convaincre que le pouvoir *calorifique* et le pouvoir *colorifique* des rayons de lumière suivent des lois tout-à-fait différentes. Existe-t-il dans le spectre solaire, ainsi que quelques physiciens l'ont supposé, deux espèces différentes de rayons, savoir : des rayons de *lumière* et des rayons de *chaleur*? ou bien, est-ce en vertu de certains changemens, qui nous sont inconnus, dans la vélocité ou dans quelqu'autre qualité de la lumière, qu'elle acquiert le pouvoir de produire la chaleur? Ce sont des questions que l'état encore borné de nos connaissances ne nous met pas en état de résoudre. Quelques-unes des dernières expériences de M. Delaroche semblent donner plus de faveur à la dernière opinion. Il trouva que plus la température d'un corps chaud augmentait, plus grande était la quantité des

[1] *Gehlen Journal für die Chemie, Physik und Mineralogie*, VI, 433.

[2] Annals of Philosophy. II, 163.

rayons de chaleur qui deviennent capables de pénétrer une lame de verre [1].

2. Les rayons du calorique sont susceptibles d'être ré- Réfractés.
fractés par les corps transparens, comme le sont les rayons de la lumière. Nous voyons aussi qu'ils diffèrent, comme les rayons de la lumière, dans leur réfrangibilité. Cette réfrangibilité est dans quelques-uns la même que dans les rayons violets; mais dans le plus grand nombre des rayons, elle est moindre que dans les rayons rouges.

3. Les rayons du calorique sont réfléchis par les surfaces Réfléchis.
polies suivant les mêmes lois que les rayons de la lumière. C'est ce que Schéele avait démontré, il y a long-temps, et il s'était de plus assuré, qu'à l'égard des rayons du calorique, de même que pour ceux de la lumière, l'angle de réflexion est égal à celui d'incidence. M. Pictet avait fait aussi en 1790, sur ce sujet, des expériences très-ingénieuses, dont les résultats le portèrent à tirer les mêmes conclusions [2].

Il plaça vis-à-vis l'un de l'autre, à environ 4 mètres de distance, deux miroirs concaves d'étain, de 229 millimètres de foyer. Au foyer de l'un de ces miroirs, il plaça un thermomètre de mercure à boule isolée, et au foyer de l'autre, un boulet de fer d'environ 51 millimètres de diamètre, chauffé seulement au point de n'être pas lumineux ou visible dans l'obscurité. La présence de ce boulet fit monter en six minutes le thermomètre placé au foyer de l'autre miroir, d'environ 13° centigr. Une bougie allumée, qu'on avait substituée au boulet de fer, produisit à-peu-près le même effet; mais dans le premier cas, il n'y avait eu que chaleur pure sans lumière, et dans celui-ci, il y avait mélange de lumière et de chaleur. Pictet essaya de séparer ces deux causes. A cet effet, il interposa entre les deux miroirs, au milieu de leur intervalle, un carreau de verre bien transparent; le thermomètre qui, par la présence d'une bougie allumée placée à l'un des foyers, était monté d'environ 12°.5 centigr., descendit, après l'interposition du verre, et dans l'intervalle de 9 minutes, de plus de 7°. centigr.; ou au-delà de moitié de la quantité dont il s'était élevé. En retirant le carreau de verre,

[1] Journ. de Phys. LXXV, 201.

[2] M. King avait fait, en 1785, une suite semblable d'expériences. *Voy.* ses morceaux de critique. Vol. I.

le thermomètre monta de nouveau en sept minutes, d'environ 12°. centigr. Cependant la lumière réfléchie sur le thermomètre ne paraissait pas diminuée par la présence du verre. M. Pictet crut devoir conclure de ces expériences, que le calorique avait été réfléchi par le miroir au foyer duquel avait été placé le boulet de fer, ou la bougie allumée, et que cette réflexion avait produit l'élévation du thermomètre au foyer du miroir opposé. Il substitua, dans une autre expérience, au boulet de fer, un matras de verre à-peu-près du même diamètre, contenant 73 grammes d'eau bouillante. On avait mis entre les miroirs, qui étaient cette fois à environ 3 mètres de distance, un écran épais d'une étoffe de soie; deux minutes après qu'il eut été retiré, le thermomètre monta de 8°.33 à 10°.07 centigr., et il redescendit dès l'instant où l'on enleva le matras du foyer du miroir.

Les miroirs d'étain furent alors placés à la distance d'environ 2 mètres. On mit le matras d'eau bouillante au foyer de l'un, et à celui de l'autre un thermomètre d'air très-sensible, dont chaque degré était égal à 0.05 environ d'un degré du thermomètre centigrade. Exactement au milieu de l'espace, entre les deux miroirs, on interposa une glace de miroir, étamée, très-mince, placée verticalement, et suspendue de manière qu'on pût lui faire présenter à volonté vers le matras sa surface polie et brillante, ou celle du blanc mat de son étamage. Lorsque le côté poli du miroir était tourné vers le matras, l'ascension moyenne du thermomètre d'air fut seulement de 0°.5 de degré; mais lorsque le côté terne, ou le côté étamé du miroir fit face au matras, l'élévation moyenne de ce thermomètre fut de 3°.5. On noircit alors, avec de l'encre de la Chine et un peu de noir de fumée, la surface étamée du miroir. Le côté poli du miroir étant tourné vers le matras, l'ascension du thermomètre fut de 3°.; et de 9°.2, lorsque c'était la surface étamée noircie. On enleva alors tout l'étamage de la glace, et l'expérience fut répétée. Le côté noir étant tourné vers le matras, l'ascension du thermomètre fut d'environ 18°. En substituant à la glace un carton blanc mince, des mêmes dimensions, le thermomètre monta de 10° *.

4. M. Berard a fait voir, par une suite de très-belles

* Pictet, *sur le Feu*, chap. 3.

expériences, que les rayons de la chaleur sont susceptibles de polarisation, comme ceux de la lumière [1].

5. Puisque la chaleur rayonne des corps lumineux comme la lumière, et sans aucune diminution sensible dans leur poids, on en peut raisonnablement conclure que les molécules du calorique sont, ainsi que celles de la lumière, excessivement petites, et par conséquent, que l'addition ou la soustraction du calorique ne peut affecter d'une manière sensible le poids des corps. Comme cette conséquence est celle qui résulte nécessairement des expériences d'Herschell, on ne pourrait prouver, par expérience, que le calorique affecte le poids des corps, sans renverser la théorie fondée sur ses découvertes. Une semblable conclusion cependant, se déduit des expériences de Deluc [2], Fordyce [3], Morveau [4] et Chaussier [5]. Suivant ces philosophes, les corps deviennent absolument plus légers lorsqu'ils sont chauffés. L'expérience de Fordyce, dans laquelle il semble avoir apporté la plus grande exactitude, avait été faite de la manière suivante:

Il prit un globe de verre de 76 millim. de diamètre, à col très-court, pesant 29 gram. Il y introduisit 110 gram. d'eau de rivière, et le scella bien hermétiquement. Le tout pesait 139 grammes à la température de zéro du thermomètre centigrade. Il plaça ce globe pendant 20 minutes dans un mélange réfrigérant de neige et de sel, jusqu'à ce qu'il y eût de l'eau gelée. Alors après l'avoir essuyé d'abord avec un linge bien sec, puis avec un morceau de peau bien lavé et séché, on le pesa immédiatement, et son poids se trouva être d'un milligramme plus lourd qu'auparavant. Cette expérience fut répétée 5 fois, exactement de la même manière. A chaque fois il y avait plus d'eau gelée et plus d'augmentation de poids, et cette augmentation s'éleva jusqu'à 12 milligrammes, lorsque la totalité de l'eau fut glacée. Un thermomètre appliqué au globe s'arrêta à 12°.22 centigr. au-dessous de zéro. En laissant revenir le globe à la température de zéro, il pesait encore 8 milligrammes, de plus que, lorsqu'à la

[1] Annals of Philosophy. II, 164.
[2] *Sur les Modifications de l'Atmosphère.*
[3] Phil. Trans. 1785, p. 361.
[4] Journ. de Phys. 1785. oct.
[5] Journ. des Savans. 1785, p. 493.

même température, l'eau qu'il contenait était fluide. On verra, par la suite, que la glace contient moins de calorique que l'eau de même température qu'elle. La balance dont on s'était servi dans ces expériences, trébuchait à un demi-milligramme.

Ce sujet avait attiré l'attention de Lavoisier. Il résulte des expériences de ce chimiste célèbre, qui furent publiées dans les Mémoires de l'Académie pour 1783, que le poids des corps n'est point altéré par leur échauffement ou leur refroidissement, et que, par conséquent, le calorique ne produit aucun changement sensible sur le poids des corps. Les expériences que fit le comte de Rumford en 1797, et qui avaient pour but le même objet, sont également décisives. Il répéta celle de Fordyce avec les précautions les plus scrupuleuses; et, à l'aide de plusieurs appareils des plus ingénieux, il parvint à démontrer que l'addition ou la soustraction du calorique n'influait d'aucune manière sensible sur le poids des corps *.

6. Le calorique a encore de l'analogie avec la lumière, par une autre propriété qui n'est pas moins singulière. On ne trouve jamais ses molécules cohérentes ensemble en masses; et toutes les fois qu'elles sont accumulées par quelque moyen, elles s'échappent dans toutes les directions, et se séparent les unes des autres avec une inconcevable rapidité. Cette propriété suppose nécessairement l'existence d'une force de répulsion mutuelle entre les molécules du calorique.

Il paraît donc que le calorique et la lumière se ressemblent dans un grand nombre de propriétés. Ils sont, l'un et l'autre, émis du soleil en rayons, avec une très-grande vélocité. Ils sont l'un et l'autre réfractés par les corps transparens, et réfléchis par les surfaces polies. Ils consistent l'un et l'autre dans des molécules qui se repoussent entre elles, et qui ne produisent aucun effet sensible sur le poids d'autres corps. Ils diffèrent cependant, dans cette particularité, que la lumière nous cause la sensation de la vision; le calorique, au contraire, la sensation de la chaleur.

Cette différence peut-elle suffire pour constituer la lumière et la chaleur, comme étant deux corps spécifiquement distincts? ou bien la lumière et la chaleur ne sont-elles que

* Phil. Trans. 1799, 179.

des modifications d'un seul et même corps? Ce sont des questions que nous ne sommes pas encore, d'après nos connaissances, en état de décider.

SECTION II.

Du mouvement du Calorique.

On voit, par ce qui vient d'être dit sur la nature du calorique, qu'il est, ainsi que la lumière, capable de rayonner, dans toutes les directions, des surfaces des corps, et qu'en rayonnant ainsi, il se meut avec une vîtesse très-considérable. Comme la lumière aussi, le calorique est susceptible d'être absorbé par les corps dont il frappe les surfaces; lorsqu'il y est ainsi entré, il peut s'y frayer une route; mais, alors, son mouvement est comparativement plus lent. Dans ce cas, le calorique est dit, *conduit* à travers les corps; il se meut donc suivant deux modes très-différens, 1.° par *rayonnement*, 2.° par *conductibilité*. Il convient de considérer séparément chacun de ces deux modes de mouvement du calorique.

1.° *Rayonnement du calorique.*

Lorsque des corps chauffés artificiellement sont exposés à l'air, ils commencent immédiatement à émettre de la chaleur, et ils continuent ainsi jusqu'à ce que leur température se soit, à-peu-près, mise en équilibre avec celle de l'atmosphère environnante. Il n'avait pu échapper à l'observateur le moins attentif, que différentes substances, dans le même cas, se refroidissent dans des degrés très-différens de rapidité; mais, jusqu'à ces derniers temps, on n'avait pas soupçonné que la surface du corps chaud dût influer sur l'accélération ou le retardement de son refroidissement. Nous sommes redevables de cette curieuse et importante partie de la doctrine de la chaleur, à la sagacité de M. Leslie, qui l'a déjà portée à un haut degré de perfection. Son traité intitulé : *Recherches sur la nature de la Chaleur*, publié en 1804, renferme un grand nombre d'expériences et de vues originales sur ce sujet. Il est remarquable que, peu de semaines après la publication de cet ouvrage, M. le comte

de Rumford fit insérer dans les Transactions Philosophiques une dissertation sur le même sujet, contenant des expériences semblables. En 1813, M. de La Roche de Genève, publia aussi, sur cet objet, un travail qui présente quelques additions importantes aux expériences de M. Leslie [1].

Effet de la surface des corps sur leur refroidissement.

1. M. Leslie ayant rempli d'eau chaude un globe d'étain de 10 centimètres de diamètre, à col étroit, applani au marteau, et à surface brillante, il le plaça sur un support léger dans une chambre chaude où il n'y avait pas de feu. Le thermomètre, qu'il introduisit dans ce globe, descendit, en 156 minutes, à la moitié de la distance entre la température initiale de l'eau et celle de la chambre. M. Leslie répéta cette expérience, mais après avoir enduit, d'une légère couche de noir de fumée, la surface du globe d'étain, et dans ce cas, toutes les autres circonstances étant les mêmes, le thermomètre ne mit que 81 minutes à s'abaisser du même nombre de degrés que dans l'expérience précédente [2]. Ainsi la seule différence de la surface noircie en produisit une de près de moitié dans la durée du temps d'un refroidissement égal : et rien ne prouve davantage l'effet de la surface du corps chaud sur son refroidissement.

Le comte de Rumford remplit d'eau chaude, à la même température, deux vases cylindriques de laiton mince, semblables dans leur forme et dans leurs dimensions. La surface de l'un de ces vases était nue; celle de l'autre était garnie d'une enveloppe de batiste fine d'Irlande, qui s'y appliquait très-exactement. Le vase à surface nue se refroidit de 5°,55 centigr., en 55 minutes, mais celui revêtu de toile ne mit que 36,5 minutes, à perdre la même quantité de chaleur [3]. Dans cette expérience, l'enveloppe de batiste produisit le même effet que le noir de fumée dans celle de Leslie. Au-lieu de retarder le dégagement de la chaleur comme on pouvait s'y attendre, elle produisit l'effet contraire. La même accélération de refroidissement eut lieu, en substituant successivement à l'enveloppe de toile, des enduits de colle, de noir de fumée, et de blanc délayé dans de la colle d'amidon, ou en noircissant toute la surface métallique en la promenant au-dessus d'une bougie allumée.

---

[1] Journ. de Phys. LXXV, 202.
[2] Leslie's Inquiry into the Nature of Heat, p. 208.
[3] Nicholson's Journ. IX, 60.

La variation, dans le terme du refroidissement, occasionnée par la présence des différentes substances dont on enveloppe le vase qui contient l'eau chaude, est la plus considérable, lorsque l'air de la chambre où les expériences se font, est parfaitement tranquille; elle diminue lorsque l'atmosphère est agitée, et disparaît presqu'entièrement dans un très-grand vent. Ainsi, en mettant ensemble en expérience, deux boules d'étain remplies d'eau chaude, l'une à surface nue, l'autre enduite de noir de fumée, et en les exposant à des airs de divers degrés d'agitation, M. Leslie trouva qu'ils perdaient la moitié de leur chaleur dans les temps suivans *.

Le refroidissement est le plus grand dans un air tranquille.

	Globe à surface nue.	Globe à surface noircie.
Dans un vent modéré.	en 44′	en 35′
Dans une brise assez forte. . . .	23′	20′25
Dans un vent violent..	9′5	9′

Cela doit suffire pour nous convaincre que l'effet de l'accélération du refroidissement, produit par le noir de fumée, ne peut être dû au pouvoir quelconque qu'aurait cette substance d'être *conductrice* de la chaleur, et de la communiquer à l'air; mais qu'il résulte, de la propriété qu'elle a de rayonner plus puissamment le calorique que les corps métalliques à surface brillante.

3. En plaçant une boîte d'étain, remplie d'eau chaude, de forme cubique et de grande dimension, à la distance de 3 à 6 décimètres d'un miroir concave d'étain à surface bien polie, au foyer duquel est un thermomètre très-sensible, ce thermomètre éprouve une élévation d'un certain nombre de degrés, et si l'on enduit de noir de fumée la surface de la boîte, il monte beaucoup plus haut. Mais, comme l'élévation du thermomètre est, en quelque sorte, la mesure du rayonnement du calorique, on en peut conclure que ce rayonnement est plus considérable par le noir de fumée que par le métal brillant. Un thermomètre ordinaire ne pourrait convenir pour des expériences de cette nature, parce qu'il est affecté par tout changement de température dans la chambre où elles se font. Mais M. Leslie en a inventé un autre, qui offre toute la précision nécessaire pour de semblables effets, et auquel il a donné

* Inquiry into the Nature of Heat, p. 271.

le nom de *thermomètre différentiel.* M. le comte de Rumford l'a également employé dans ses recherches.

Thermomètre différentiel.

Ce thermomètre consiste dans un petit tube de verre recourbé, ayant à-peu-près la forme de la lettre U, et terminé à ses extrémités, par deux boules de verre creuses, à-peu-près égales. Le tube contient de l'acide sulfurique teint en rouge avec du carmin, en quantité suffisante pour en remplir la plus grande partie. Les boules de verre sont pleines d'air et communiquent l'une et l'autre avec le tube intermédiaire. A l'une des branches ascendantes du tube est fixée une petite échelle d'ivoire, divisée en 100 degrés, et la quantité d'acide sulfurique mise dans le tube, est telle, que sur la branche ainsi graduée, sa surface supérieure, lorsque ce liquide est en repos, correspond au zéro de l'échelle. La boule qui termine l'extrémité de la branche ascendante du tube qui ne porte point d'échelle, s'appelle, pour la distinguer, la *boule focale.* Supposons actuellement que ce thermomètre soit placé dans une chambre chaude : la chaleur agira également sur l'une et l'autre boule, et le degré d'expansion qu'éprouvera l'air qui y est renfermé étant le même, le liquide restera stationnaire dans le tube; mais si la boule focale est exposée à la chaleur, l'autre ne l'étant pas, l'air qu'elle contient se dilatera, tandis que celui de la boule opposée n'éprouvera aucun changement. L'air de la boule focale pressera donc davantage sur le liquide qui est dans le tube, le chassera vers la boule froide, et le fera, par conséquent, monter au-dessus du zéro de l'échelle, dans la branche du tube sur laquelle elle est placée; et cette ascension sera proportionnelle au degré de chaleur appliquée à la boule focale. Ce thermomètre est donc spécialement propre à indiquer le degré de chaleur accumulée dans un point particulier, lorsque l'air environnant n'est que légèrement affecté, comme cela arrive au foyer d'un miroir réfléchissant. Aucun changement de température, dans la chambre où l'instrument est gardé, n'est indiqué par lui, tandis qu'il en annonce immédiatement la plus légère altération dans le point où est placée la boule focale.

Dans ses expériences sur le rayonnement du calorique, M. Leslie employait des vases creux d'étain, de forme cubique, et de différentes dimensions, depuis 76 jusqu'à 254 millimètres de côté, il les plaçait, après les avoir remplis

d'eau chaude, sur des supports, en face, et dans l'axe d'un réflecteur au foyer duquel était son thermomètre différentiel. Le réflecteur était un miroir de fer-blanc étamé très-brillant, d'environ 356 millimètres de diamètre et de forme parabolique. Avec cet appareil, M. Leslie reconnaissait les effets de différentes substances pour le rayonnement du calorique, en recouvrant, ou enduisant de ces substances, la surface de la boîte d'étain remplie d'eau chaude avant de la présenter au réflecteur. Le calorique rayonné dans chaque expérience était recueilli au foyer où la boule focale du thermomètre différentiel était placée, et l'élévation du liquide dans cet instrument, indiquait le rayonnement proportionnel de chaque surface. De ces expériences, conduites avec autant d'adresse que d'exactitude, M. Leslie obtint les principaux résultats suivans.

Rayonnement en raison directe de la différence des températures des corps chauds et de l'air.

4. Lorsque la nature et la position de la boîte d'étain sont les mêmes, l'élévation dans le thermomètre différentiel est toujours proportionnelle à la différence, entre la température de ce vase chaud, et celle de l'air dans le lieu où se fait l'expérience[1].

Effet sur le thermomètre en raison inverse de sa distance au réflecteur.

5. La température de la boîte d'étain étant la même, l'effet sur le thermomètre différentiel diminue, à mesure que la distance de ce vase au miroir réflecteur, au foyer duquel est placée la boule focale, augmente. Ainsi l'élévation dans le thermomètre différentiel étant de 100, lorsque la boîte d'étain est à 1 mètre environ de distance du miroir réflecteur, elle ne sera que de 57, lorsque cet éloignement du vase sera double ou d'environ 2 mètres.

En substituant un verre étamé au réflecteur métallique, et un feu de charbon à la boîte d'étain remplie d'eau, le feu étant à la distance de 3 mètres, le thermomètre monte de 37°, et de 21 seulement, lorsque cette distance est de 9 mètres[2]. Il résulte des expériences de Leslie, que l'effet sur le thermomètre est à-peu-près en raison inverse de la distance de la boîte d'étain au réflecteur. Leslie trouva également que des boîtes d'étain de dimensions différentes, remplies d'eau chaude à la même température, produisaient sur le thermomètre différentiel un effet à-peu-près égal, lorsqu'elles étaient placées à l'égard du réflecteur, sous

[1] Leslie, p. 14.
[2] *Idem*, p. 51.

le même angle; ainsi avec de ces boîtes de diverses dimensions placées à des distances différentes, l'effet sur le thermomètre sera ainsi qu'il suit, savoir:

	millimètres.	Degrés d'élévation du therm.
Boîte de 76 millim.	à 914 de dist.	50°
Idem de 102	à 1219	54
Idem de 152	à 1828	57
Idem de 254	à 3048	59

On voit par ces résultats, que l'effet de la boîte d'étain sur le thermomètre est à-peu-près proportionnel à l'angle qu'elle soustend, et aussi, que le calorique émis par la boîte n'éprouve aucune diminution sensible dans son passage à travers l'air.

Rayonnement en raison du sinus d'inclinaison de la surface chaude relativement au réflecteur.

6. Le calorique rayonne de la surface des corps chauds dans toutes les directions; mais les expériences de M. Leslie prouvent que c'est dans la direction perpendiculaire à la surface du corps chaud, que le rayonnement est le plus considérable. Lorsque la boîte d'étain est placée, relativement au réflecteur, dans une position oblique, l'effet diminue, et cette diminution est d'autant plus forte que l'obliquité de la boîte est plus grande. Dans toutes les positions, l'effet est proportionnel à la grandeur visuelle de la boîte observée du réflecteur, ou à sa projection orthographique, et par conséquent, l'action de la surface chauffée est proportionnelle au sinus de son inclinaison relativement au réflecteur.

Tels sont les effets de la température, de la distance et de la position de la boîte relativement au réflecteur. Aucun de ces effets, excepté le premier, n'occasionne de variation dans la quantité du calorique rayonné, ils n'influent que sur la portion de ce calorique recueillie par le miroir et renvoyée à la boule focale; mais le cas est différent lorsque la surface du vase lui-même est dénaturée.

Faculté de rayonnement des différens corps.

7. M. Leslie a formé la table suivante de la faculté de rayonnement du calorique qu'ont les diverses substances qu'il a essayées, en les appliquant successivement à l'une des surfaces de la boîte d'étain, et en observant la différence d'élévation qu'elles produisaient sur le thermomètre différentiel.

	degrés.
Noir de fumée	100
Eau (par évaluation)	100+

	degrés.
Papier à écrire	98
Poix résine	96
Cire à cacheter	95
Crown-glass	90
Encre de la Chine	88
Glace	85
Minium	80
Colle de poisson	80
Plombagine	75
Plomb terni par son exposition à l'air	45
Mercure	20 +
Plomb net	19
Fer poli	15
Feuille d'étain	12
Or, argent, cuivre	12

On voit par cette table que les métaux possèdent dans un degré très-inférieur la faculté de transmettre le calorique par l'air ambiant; que parmi les substances métalliques essayées, la feuille d'étain est une de celles où cette faculté est la plus faible. Dans le crown-glass, elle est 7 fois et demie plus grande, et plus de 8 fois dans le noir de fumée.

Augmenté par la ternissure,

8. Tels sont les pouvoirs rayonnans de différentes substances : mais dans le même corps, ce pouvoir est considérablement modifié, par la plus légère apparence d'altération sur sa surface; ainsi c'est parce que la surface des métaux est brillante et polie, qu'ils rayonnent dans un moindre degré que d'autres corps : la faculté de rayonnement est comparativement beaucoup plus forte dans le métal qui, par son exposition à l'air, a acquis cette ternissure qu'on attribue ordinairement, jusqu'à présent, à l'oxidation. On voit, en effet, dans la table précédente, que le pouvoir rayonnant n'est que de 19, dans le plomb clair et net, lorsqu'il s'élève à 45 dans le même métal terni à l'air. Il en est de même de l'étain et de tous les autres métaux essayés.

et par des stries sur la surface des métaux.

On augmente le pouvoir rayonnant d'une substance métallique, en détruisant son poli par des stries dont on la sillonne. Ainsi l'effet de la surface claire et unie de la boîte d'étain étant 12, il sera 22, si on la raye en la frottant dans un seul sens avec le papier enduit de

sable fin, qu'on emploie pour nettoyer le fer ou l'acier[1]. Mais si l'on frotte alors la surface avec le même papier dans un autre sens, et de manière à y produire de nouvelles stries qui se croisent avec celles déjà formées, la faculté de rayonnement sera un peu diminuée.

Augmenté ou diminué suivant l'épaisseur de la couche.

9. Après avoir examiné le pouvoir rayonnant des différentes substances successivement appliquées à l'une des surfaces de la boîte d'étain, il parut important à M. Leslie de s'assurer également des modifications que pourraient y apporter les changemens d'épaisseur des enduits formés sur la boîte par ces substances. Il étendit en conséquence sur l'une des faces polies de la boîte d'étain une couche très-mince de colle, et quatre couches semblables sur une autre face. L'effet de la face couverte de la pellicule la plus mince fut de 38, et celui de la face sur laquelle son épaisseur était quadruple, de 54; l'effet continuait ainsi d'être plus grand à mesure que l'épaisseur de la couche augmentait, jusqu'à ce qu'elle eût acquis celle d'environ 0.025 de millim., après quoi il devenait stationnaire. L'application d'une légère couche d'huile d'olive sur l'une des faces brillantes de la boîte, lui donnait une force rayonnante de 51, qu'on pouvait faire monter jusqu'à 59, en augmentant un peu l'épaisseur de la couche. Il résulte de ces expériences, que dans une surface métallique enduite de colle, ou d'huile, l'effet de la face rayonnante est proportionnel à l'épaisseur de l'enduit, jusqu'à un certain point, au-delà duquel il cesse d'augmenter par l'accroissement de cette épaisseur; mais on n'aperçoit pas que le même changement ait lieu à l'égard des surfaces vîtreuses, quand elles sont recouvertes de feuilles de métal très-minces. M. Leslie se servit d'une boîte d'étain dont une des faces était garnie d'un carreau de verre. Il appliqua successivement, sur le carreau de verre, une feuille d'or, une feuille d'argent, et une feuille de cuivre; mais malgré leur ténuité extrême, l'effet ne fut que de 12, c'est-à-dire, semblable à celui qu'auraient produit ces métaux eux-mêmes en couche d'épaisseur plus considérable[2]. Mais lorqu'on emploie un verre incrusté d'or émaillé, l'effet est un peu

[1] Leslie, p. 81.
[2] *Idem*, p. 110.

augmenté, ce qui prouve que les variations d'épaisseur des couches métalliques auraient le même effet que les variations d'épaisseur de la colle, si l'on pouvait s'en procurer d'une ténuité suffisante [1]. Ainsi pendant tout le temps que l'augmentation d'épaisseur altère le pouvoir rayonnant de la couche, il est évident que la surface de la boîte sous la couche exerce un certain degré d'énergie. Cette énergie paraît être plus considérable dans les corps métalliques que dans les substances vîtreuses.

10. Telles sont les circonstances dont on a, jusqu'à présent, observé l'influence sur le pouvoir rayonnant d'une surface. Il n'a pas encore été possible de s'assurer de la différence que pouvait produire, relativement à ce pouvoir, *la dureté*, *la mollesse* ou *la couleur* des substances, quoique, d'après les expériences de M. Leslie, il ne paraisse pas invraisemblable que l'état de mollesse de la matière, d'où s'échappe le calorique, favorise son écoulement, et tende, par conséquent, à provoquer le rayonnement [2]. Mais comme l'effet, au moins autant qu'il est indiqué par le thermomètre différentiel, ne dépend pas seulement de la surface rayonnante, mais encore de la surface de la boule focale, et de celle du réflecteur, il est nécessaire de considérer aussi les modifications que peuvent apporter, dans l'effet produit, des altérations dans la surface de ces corps. Ces recherches, dont nous sommes redevables, ainsi que de celles qui précèdent, à M. Leslie, répandront un grand jour sur la nature du rayonnement.

Les surfaces rayonnent et absorbent le calorique dans la même proportion.

11. Il a déjà été observé que la boule focale étant dans son état naturel, c'est-à-dire lorsque sa surface est vîtreuse, la face de la boîte d'étain remplie d'eau bouillante, recouverte d'une couche de noir de fumée, fait monter le thermomètre à 100°; mais cette élévation ne sera plus que de 20°, si on répète l'expérience après avoir couvert la boule focale d'une feuille d'étain. Un côté poli du vase d'étain produit sur le thermomètre, lorsque la boule focale est nue, une ascension 12°; mais cette ascension n'excède pas 2° $\frac{1}{2}$ centig. [3], quand cette boule est revêtue d'une feuille d'étain. On voit par ces expériences que le métal

[1] Leslie, p. 110.
[2] *Ibid.*, p. 90.
[3] *Ibid.* p. 19.

a non-seulement un pouvoir rayonnant moins énergique que le verre, mais encore qu'il a une faculté moindre pour admettre le calorique lorsque ses rayons viennent frapper sa surface. Si l'on sillonne la surface de la feuille d'étain, en la frottant avec du papier sablé, l'effet produit sur la boule focale sera considérablement augmenté [1]. On ajouterait également, par le même moyen, à la faculté rayonnante de l'étain, ainsi qu'on l'a déjà remarqué. On peut conclure de ces faits, que les surfaces, dont la force de rayonnement du calorique est la plus énergique, sont aussi celles qui l'absorbent le plus abondamment lorsqu'il est envoyé à leur surface.

Réflexion en raison inverse du rayonnement.

12. C'est précisément le contraire qui a lieu à l'égard des réflecteurs, ainsi qu'on devait s'y attendre. Dans les surfaces qui *rayonnent* le plus fortement le calorique, le pouvoir *réfléchissant* est le plus faible, tandis que les surfaces qui *rayonnent* le plus faiblement le calorique, en sont les réflecteurs les plus *puissans*. Ainsi les métaux sont meilleurs réflecteurs que le verre. Si au-lieu d'un réflecteur d'étain, on emploie un verre étamé, le thermomètre différentiel ne montera que de 1°; la surface du miroir étant enduite de noir de fumée, tout effet est détruit. Si on la couvre d'une feuille d'étain, l'ascension dans le thermomètre sera de 10° [2].

Pouvoir réfléchissant de différens corps.

13. Pour comparer l'intensité relative de diverses substances, comme réflecteurs, M. Leslie plaça de petits disques plans et polis des substances sur lesquelles il opérait, en avant du principal réflecteur, et plus rapprochés de ce réflecteur que le foyer direct; il se produisait une réflexion nouvelle, et les rayons étaient rassemblés dans un foyer, d'autant plus rapproché du réflecteur, que les disques ainsi que l'ancien foyer en étaient plus distans. Il obtint dans ces essais du pouvoir réfléchissant comparatif des différentes substances éprouvées, les résultats suivans [3].

Substances réfléchissantes.	*Effets.*
Laiton	100
Argent	90

[1] Leslie, p. 81.
[2] *Ibid.* p. 20.
[3] *Ibid.* p. 98.

Etain en feuilles.	85°
Etain plané.	80
Acier.	70
Plomb.	60
Etain sur lequel on avait coulé du mercure. .	10
Verre.	10
Verre enduit de cire ou d'huile.	5

Si l'on détruit le poli du réflecteur en le frottant avec du papier sablé, l'effet est considérablement affaibli. Si on l'enduit d'une dissolution de gelée, sa force de réflexion diminue, à mesure que l'épaisseur de la couche augmente, jusqu'à ce qu'elle soit de 0.025 de millim. La table suivante indique l'effet proportionnel des enduits de gelée de diverses épaisseurs sur le pouvoir du réflecteur [1].

Epaisseur de l'enduit.	*Effet de la réflexion.*
Réflecteur nu.	127
0.00006 de millim.	98
0.00025	95
0.00050	87
0.00133	62
0.00270	39
0.00540	29
0.01350	21
0.02500	15

Tous ces phénomènes s'accordent exactement, comme on pouvait s'y attendre, avec la supposition que l'intensité de la force de réflexion est en raison inverse de celle de rayonnement : M. Leslie a fait voir que cet effet n'a lieu qu'à la surface antérieure des réflecteurs; car lorsqu'on emploie un verre étamé, le pouvoir ne change pas, soit qu'on enlève l'étamage, soit qu'on en dépolisse au sable, ou à l'émeri, la surface postérieure [2].

D'après ce qui vient d'être dit des phénomènes du rayonnement du calorique en ce qui concerne la surface rayonnante, le réflecteur et la boule focale, il n'est plus possible de douter que le calorique ne rayonne effectivement de diffé-

[1] Leslie, p. 106.
[2] *Ibid.* p. 21.

rentes surfaces, et que les corps ne diffèrent considérablement entre eux dans leur pouvoir rayonnant. Il paraît également démontré que les corps ne diffèrent pas moins entre eux dans leur pouvoir de réfléchir le calorique, et que l'intensité de ce dernier pouvoir est toujours en raison inverse de l'intensité du premier. Mais avant de pouvoir établir notre jugement sur le mode de cette émanation calorifique dans ces circonstances, il convient d'examiner l'influence que les différens milieux peuvent avoir sur le rayonnement, et l'effet produit par les obstacles interposés entre la surface rayonnante et le réflecteur. Ces deux circonstances ont été prises en considération par M. Leslie avec sa sagacité ordinaire.

Le rayonnement n'a lieu que dans les milieux élastiques.

14. Dans tous les cas ordinaires, l'air est le milieu à travers lequel le calorique est rayonné, et il paraît, d'après les expériences de M. Leslie, que ce rayonnement n'est pas sensible lorsque la boîte d'étain, le réflecteur et le thermomètre différentiel sont plongés dans l'eau. Il en conclut qu'il n'y a rayonnement de calorique que lorsque le corps rayonnant est placé dans un milieu environnant, élastique; mais ces expériences ne paraissent pas devoir suffire pour déterminer une semblable décision. En effet, le réfroidissement des substances plongées dans l'eau est si prompt, que le thermomètre peut à peine être affecté, et il ne s'écoule pas assez de temps pour que le calorique soit accumulé dans la boule focale en quantité suffisante pour occasionner une élévation sensible.

Le calorique rayonne à travers tous les corps gazeux qui ont été essayés. D'après les expériences de M. Leslie, il paraît que l'altération du milieu environnant n'influe pas sensiblement sur le rayonnement. La force en est la même, au moins, dans l'air et dans le gaz hydrogène; les gaz oxigène et azote, semblent avoir à cet égard les mêmes propriétés que l'air.

Diminué par la raréfaction.

M. Leslie a également trouvé que la raréfaction de l'air environnant diminue un peu l'énergie rayonnante des surfaces, mais que cette diminution a lieu en degrés divers dans les différens gaz. La table suivante, calculée d'après ses expériences, indique, suivant lui, la diminution du pouvoir rayonnant, dans l'air et le gaz hydrogène, dans des états différens de raréfaction.

RARÉFACTION.	AIR.		HYDROGÈNE.	
	RAYONNEMENT		RAYONNEMENT	
	du Verre.	du Métal.	du Verre.	du Métal.
1	5714	714	5714	714
2	5519	690	5584	698
4	5332	667	5456	682
8	5150	644	5331	666
16	4975	622	5210	651
32	4805	601	5091	637
64	4641	580	4974	622
128	4483	560	4861	608
256	4331	542	4750	594
512	4183	523	4641	580
1024	4041	505	4538	567

Tels sont les effets des différens milieux qu'a examinés M. Leslie; mais les expériences dont il les déduit, méritent d'être répétées. . . . . .

15. En interposant, au moyen d'une espèce d'écran, formé d'un câdre léger muni d'un pied qui le maintient dans une position verticale, une substance entre le vase d'étain et le réflecteur, l'effet est, ou diminué, ou entièrement détruit, suivant différentes circonstances qui ont été examinées par M. Leslie avec beaucoup de sagacité. C'est peut-être la partie la plus curieuse, et la plus importante de tout son ouvrage, que celle où il présente le détail de ses expériences avec les écrans, et des résultats qu'il en a obtenus. Un écran peut, suivant lui, influer sur le rayonnement du calorique de trois manières, 1.° par sa distance de la boîte ou vase d'étain qui contient l'eau chaude; 2.° par son épaisseur; 3.° par la nature de la substance dont il est composé. Nous allons successivement examiner chacune de ces causes d'influence sur le rayonnement. Faculté d'interception d'un écran.

1.° M. Leslie s'est assuré, qu'à mesure qu'on éloigne l'écran de la boîte d'étain chauffée, l'effet du rayonnement sur Augmente en raison de sa distance du corps chaud.

le thermomètre différentiel, placé au foyer du réflecteur, diminue. Lorsque l'écran est très-près de la boîte, la diminution de l'effet est peu sensible ; mais lorsque la distance augmente, cette diminution devient de plus en plus considérable, de manière que bientôt l'élévation du thermomètre cesse entièrement d'avoir lieu. Si, lorsque la boîte est à la distance de 914 millimètres du réflecteur, la face, enduite de noir de fumée tournée vers lui, produit un effet équivalent à 100, cet effet sera réduit à 20 par l'interposition d'un panneau de verre, à la distance de 51 millimètres de la boîte. En avançant ensuite lentement le panneau de verre vers le réflecteur, l'effet du rayonnement diminue graduellement, et à la distance de 305 millimètres, il est complètement intercepté [1].

En raison de son épaisseur.

2.° Lorsqu'au-lieu d'un panneau de verre, on emploie une planchette de sapin, et qu'on la place à la distance de 51 millimètres de la boîte, le rayonnement du calorique diminue, et cette influence de la planchette est relative à son épaisseur.

Ainsi dans la planchette

de	3 millim. d'épaisseur, l'effet est de	20
de	9.	15
de	25.	9

On voit que l'effet diminue très-lentement, en raison de l'augmentation de l'épaisseur [2].

Rayonnement du calorique intercepté par tous les solides.

3.° Si au panneau de verre on substitue une feuille d'étain, et qu'on la place dans la même position, c'est-à-dire à 51 millim. de distance de la boîte, l'effet, au-lieu d'être de 20, est réduit à zéro. Cela arrive ainsi, quelque mince que soit la feuille d'étain; et même une feuille d'or, réduite à 0.00081 millim. d'épaisseur, quoique perméable à la lumière, arrêterait complètement les progrès du rayonnement du calorique. En remplaçant l'étain en feuille par une feuille de papier à écrire, l'effet est 23 [3]. Il paraît donc que les substances varient considérablement entre elles dans leur propriété d'intercepter le calorique rayonnant, et que cette faculté d'interception du calorique, est dans les corps, en

[1] Leslie, p. 28.
[2] *Ibid.* p. 38.
[3] *Ibid.*

raison inverse de celle qu'ils ont de le rayonner. Celles de ces substances qui jouissent au plus haut degré du pouvoir rayonnant, interceptent le moins le calorique dans leurs fonctions d'écran, lorsque celles, au contraire, qui le rayonnent le moins, en arrêtent le plus la transmission; mais on a déjà observé que la faculté d'absorber le calorique et celle de le rayonner étaient égales. Il s'ensuit donc que les substances qui absorbent le moins le calorique sont celles qui présentent le plus puissant obstacle à sa transmission, et *vice versâ*.

Ces faits portent naturellement à penser que la propriété d'absorber le calorique dépend de la *surface* de la substance interposée comme écran, et cette opinion, M. Leslie l'a établie par les expériences suivantes. Il prit deux carreaux de verre bien plans, et il garnit d'une feuille d'étain l'une des faces de chacun d'eux, l'autre restant claire et nette : il appliqua ces deux carreaux l'un contre l'autre, leurs faces étamées étant en dehors, et il les plaça comme écran, à la distance de 51 millimètres de la boîte d'étain. Les rayons caloriſiques parurent être interceptés en totalité, car il n'y eut aucun effet produit sur le thermomètre; mais lorsque les deux carreaux furent retournés, en mettant, de part et d'autre, la face claire du verre en dehors, l'effet du rayonnement fut équivalent à 18. Ainsi nous voyons que dans le même écran, placé dans la même position, la faculté d'intercepter le calorique rayonnant est très-différente suivant la nature de sa surface extérieure. La transmission du calorique était entièrement arrêtée lorsque l'étain était en dehors, et lorsque c'était le verre, il en arrivait environ 0.20 au réflecteur. L'effet analogue eut lieu en employant deux feuilles d'étain de chacune desquelles on avait enduit une des faces seulement d'une couche mince de noir de fumée. En appliquant ces deux feuilles l'une contre l'autre, et en les plaçant comme écran, leurs deux faces métalliques nues en dehors, à la distance de 51 millimètres de la boîte d'étain, il n'y eut au thermomètre aucun indice de transmission de calorique; mais lorsque les faces noircies furent retournées et mises en dehors, l'effet fut équivalent à 23. Si l'on ne se servait que de l'une des feuilles seulement, et que sa face noircie fût tournée vers la boîte d'étain, l'effet était égal à 4. Il était entière-

ment nul, lorsqu'en employant les deux feuilles avec leurs deux faces noircies en dehors, on les tenait à la distance de 51 millim. l'une de l'autre [1].

16. Mais les expériences plus récentes de M. Delaroche ont un peu modifié les conséquences qu'on aurait pu tirer de celles de Leslie, en faisant voir qu'il y a une analogie beaucoup plus grande entre le rayonnement de la lumière et du calorique que ce physicien ne l'avait supposé. Delaroche reconnut que, dans quelques cas, le calorique rayonnant passe directement à travers le verre; que la quantité de ce calorique, qui traverse ainsi le verre, est d'autant plus grande, relativement à la totalité du calorique émis dans la même direction, que la température de la source du calorique est plus élevée. Il trouva que les rayons calorifiques qui ont déjà passé à travers un écran de verre, éprouvent en passant à travers un second écran de verre de même nature, une déperdition d'intensité beaucoup moindre qu'en passant à travers le premier écran. Il établit aussi que les rayons émis par un corps chaud, diffèrent entre eux dans leur faculté de traverser le verre; qu'une lame de verre épaisse, quoiqu'autant ou plus perméable à la lumière qu'une lame de verre mince de qualité inférieure, laissait passer une quantité beaucoup plus petite de calorique rayonnant, mais que la différence est d'autant moindre, que la température de la source rayonnante est plus élevée; enfin il s'assura que la quantité de calorique transmise par rayonnement par un corps chaud à un corps froid placé à distance, augmente, toutes autres choses égales, dans un rapport beaucoup plus grand que l'excès de la température du premier corps sur celle du second [2].

Analogie entre le calorique et la lumière.

Ces expériences de Delaroche, en les supposant exactes, détruisent les conclusions déduites des observations de Leslie, qu'il existe une différence essentielle entre le rayonnement de la lumière et du calorique; car elles tendraient, au contraire, à démontrer qu'il y a une grande analogie entre les pouvoirs rayonnans de l'un et de l'autre.

L'hypothèse de M. Leslie, que le rayonnement du calo-

[1] Leslie, p. 35.
[2] Journ. de Phys. LXXV, 201.

rique est dû aux ondes aériennes, et a lieu d'une manière semblable à celle de la propagation du son, ne peut être admise, parce qu'elle est inconciliable avec les expériences de Delaroche. Il ne serait pas surprenant que les pouvoirs de produire la *chaleur* et la *lumière* fussent des propriétés de la même substance. Elle peut produire la lumière en agissant avec une certaine intensité, ou, lorsque ses molécules se suivent entre elles, à de certains intervalles limités, et la chaleur, lorsque ces intervalles sont changés. On peut même concevoir que ceux des rayons qui sont invisibles pour nous, et qu'en conséquence, nous sommes accoutumés à considérer comme calorique pur, produisent un effet d'illumination sur la vue de quelques autres animaux.

II. *Conductibilité des corps pour le Calorique.*

1. Si l'on met, dans un feu ordinaire, l'une des extrémités d'une verge de fer de 50 centim. de long, en fixant un thermomètre à son autre extrémité, il se passera 4 minutes avant que ce thermomètre commence à monter, et dans 15 minutes il se sera élevé d'environ 8° centigr. Dans ce cas, le calorique a employé 4 minutes à passer à travers une verge de fer de 50 centim. de long. Le calorique est dit *conduit* dans les corps, lorsqu'il chemine ainsi lentement dans leur intérieur. C'est de cette seule manière qu'il traverse ordinairement les corps non élastiques, et quoique souvent il se meuve par rayonnement dans les milieux aériformes, nous verrons cependant par la suite qu'il peut être conduit de la même manière à travers ces corps.

Explication de la faculté conductrice.

2. La vîtesse du calorique, lorsqu'il est *conduit* à travers les corps, étant considérablement retardée, il est clair que son mouvement, lorsqu'il les pénètre, éprouve des obstacles. Il doit être retenu pendant quelque temps par les molécules du corps qui le conduit, et, par conséquent, attiré par elles. Il existe donc entre le calorique et chaque *corps conducteur* une force d'affinité ou d'attraction. C'est en conséquence de cette affinité que le calorique est conduit à travers le corps.

3. Les corps conduisent donc le calorique en vertu de leur affinité pour ce principe, et de la propriété qu'ils ont d'en absorber indéfiniment des doses additionnelles. C'est ce qui explique la lenteur de sa marche, lorsqu'il les pé-

nètre, ou, ce qui est la même chose, la longue durée de temps qu'exige l'échauffement ou le refroidissement d'un corps, dans l'intérieur duquel on voit que le calorique ne peut cheminer qu'à l'aide de compositions et de décompositions alternativement successives.

4. On voit aussi que lorsque le calorique est appliqué à l'une des extrémités d'un corps, la température des couches de ce corps doit diminuer uniformément selon leur distance de la source du calorique, et c'est ce que chacun peut avoir observé. Si, par exemple, nous passons la main le long d'une verge de fer dont on tient l'extrémité dans le feu, nous reconnaîtrons que sa température diminue par degrés, à partir de l'extrémité la plus chaude, qui est dans le feu, jusqu'à l'autre extrémité la plus froide. Il s'en suit que la mesure du calorique transmis doit toujours être proportionnelle à l'excès de température communiquée à la partie du conducteur la plus voisine de la source du calorique.

La faculté conductrice a une limite.

5. Le passage du calorique à travers un corps, au moyen de sa faculté conductrice, doit avoir une limite, et cette limite dépend du nombre de doses de calorique avec lesquelles la couche la plus voisine de la source qui le produit est susceptible de se combiner. Si la longueur d'un corps était telle que le nombre des couches qui le composent excédât celui des doses de calorique avec lesquelles une de ces couches peut s'unir, il est évident que le calorique ne pourrait être conduit à travers le corps, c'est-à-dire que celles de ces couches qui se trouveraient les plus éloignées de la source du calorique, ne pourraient acquérir aucun accroissement de température. Dans tous les cas, cette limite dépend de la quantité de calorique avec laquelle un corps peut se combiner avant de changer d'état. Tous les corps, autant que nous pouvons actuellement en juger, sont capables de se combiner indéfiniment avec le calorique; mais son accumulation à un certain degré, leur fait, pour la plupart, changer d'état. Ainsi, par sa combinaison avec une certaine dose de calorique, la glace devient eau, et celle-ci, en se combinant avec une quantité additionnelle de ce principe, est à son tour convertie en vapeur. Les métaux aussi, lorsqu'on les chauffe à un certain degré, se fondent, sont volatilisés et oxidés; le bois, et presque tous les autres combustibles, prennent feu et se dissipent. Ainsi, toutes les fois que la première

couche d'un corps s'est combinée avec toute la quantité de calorique que ce corps peut recevoir sans changer d'état, il est évident qu'il ne peut plus en admettre, car par l'addition d'une autre dose, la première couche serait dissipée.

6. Quant au degré de faculté des corps pour conduire le calorique, cela dépend de la nature spécifique de chacun d'eux. Les corps qui jouissent au plus haut degré de cette faculté sont ceux qui transmettent le calorique avec le plus de rapidité, et à la plus grande distance. La densité des corps paraît être, en quelque sorte, la mesure de leur efficacité, comme conducteurs. Cependant l'affinité respective de chacun d'eux pour le calorique, doit y influer d'une manière très-sensible. En considérant les corps classés par séries, on peut établir, comme règle générale, que la série des corps les plus denses sera celle des meilleurs conducteurs; ainsi les métaux auront, pour conduire le calorique, une faculté beaucoup plus grande qu'aucun des autres corps; mais si l'on examine isolément les corps d'une série, on ne trouvera pas toujours que ce soit dans les plus denses que réside la faculté conductrice la plus énergique.

7. Puisque les corps conduisent le calorique en conséquence de leur affinité pour ce principe, et que tous les corps jouissent de cette propriété, il s'en suit que tous les corps doivent être conducteurs, à moins que leur faculté à cet égard ne soit contrariée par quelqu'autre propriété. Si, par exemple, un corps était de nature telle qu'une simple dose de calorique dût suffire pour y produire un changement d'état, il est évident que ce corps ne pourrait pas être conducteur du calorique; car aussitôt que chaque rang de ses molécules se serait combiné avec cette dose, elles changeraient de place et ne pourraient alors communiquer le calorique aux couches voisines.

Tous les solides sont conducteurs.

8. Tous les *solides* sont conducteurs, parce que tous sont capables de se combiner, en différentes doses, avec le calorique, avant d'éprouver aucun changement d'état. C'est ce qui a lieu dans un degré très-remarquable à l'égard des corps terreux et pierreux, ainsi qu'à l'égard des métaux, des végétaux, et des matières animales. Ceci cependant doit s'entendre avec de certaines restrictions. Tous les corps sont bien en effet conducteurs, mais ils ne le sont pas dans toutes les situations. La plupart des solides sont conducteurs à la

température ordinaire de l'atmosphère; mais ils cessent de l'être quand ils sont chauffés à la température à laquelle ils changent d'état. Ainsi, à la température de 16° cent., le soufre est conducteur; mais il ne l'est plus à 103 centigr., terme auquel il fond ou se volatilise. La glace conduit également le calorique à la température de — 7° centigr., ou tout autre degré au-dessous du point de congélation; mais à zéro, elle perd cette faculté, parce qu'alors la moindre addition de calorique la fait changer d'état.

9. Quant aux corps liquides et gazeux, il paraîtrait, au premier aperçu, qu'ils devraient aussi être tous conducteurs. Ils peuvent être en effet chauffés comme les solides, et à un degré aussi considérable, sans éprouver aucun changement sensible d'état; mais les fluides diffèrent des solides dans une particularité essentielle. Leurs molécules peuvent se mouvoir librement entre elles, et obéir à la plus légère impulsion, tandis que les molécules des solides sont, par la nature même de ces corps, fixes et stationnaires. Un des changemens qu'éprouvent les corps par l'effet du calorique, est leur expansion, ou l'augmentation de leur volume, et de cette expansion résulte une diminution proportionnelle dans leur pesanteur spécifique. Ainsi, toutes les fois que le calorique se combine avec une couche de molécules, toute la couche devient spécifiquement plus légère que les autres molécules. Cet effet ne produit aucun changement dans la situation des molécules des solides; mais à l'égard de celles des fluides, s'il arrive que la couche échauffée soit placée au-dessous des autres, elle sera pressée de haut en bas par elles; et comme elle a la liberté de se mouvoir, elle changera de place, s'élevera à la partie supérieure du fluide, et comme plus légère, sera maintenue à sa surface par ces mêmes couches.

Les fluides charient le calorique.

Il existe donc, à l'égard des corps fluides, une grande différence relativement à la partie de ces corps, à laquelle la source du calorique est appliquée. Si c'est à la plus élevée de toutes les couches, ou à la surface du liquide, le calorique ne peut pénétrer dans les couches qui sont au-dessous, qu'au moyen de la faculté conductrice du fluide, ainsi que cela a lieu dans les corps solides; mais si la source du calorique est appliquée à la couche la plus basse, le calorique se frayera une route à travers les couches supérieures, indépendamment du pouvoir conducteur, à raison de la fluidité du corps

et de l'expansion des molécules échauffées. La couche la plus basse, aussitôt qu'elle se combine avec une dose de calorique, devient spécifiquement plus légère et s'élève : de nouvelles molécules, approchant de la source du calorique, se combinent à leur tour avec lui, et sont déplacées. De cette manière, toutes les molécules viennent successivement se présenter à la source du calorique ; elles sont toutes très-promptement échauffées, et le calorique est ainsi transporté, presque tout d'un temps, dans les fluides, à des distances beaucoup plus grandes que dans aucun corps solide quelconque. Les fluides ont donc la propriété de *charrier* ou *transporter* le calorique, à raison de celle dont ils jouissent de le recevoir d'une manière entièrement indépendante de toute faculté conductrice.

10. Le comte de Rumford s'est particulièrement occupé le premier, et avec beaucoup de soin, de l'examen de cette propriété qu'ont les fluides de *charrier* le calorique. Ce philosophe en fut tellement frappé, lorsqu'il l'observa pour la première fois, qu'il n'hésita pas à en conclure que c'est de cette seule manière que le calorique se transmet dans les fluides, et qu'ils sont entièrement privés de la faculté de le conduire. Dans une suite d'expériences sur la communication du calorique, le comte de Rumford faisait usage de thermomètres de dimensions extraordinaires. Après avoir exposé un de ces instrumens, qu'il avait rempli d'alcool, et dont la boule avait plus d'un décimètre de diamètre, à la chaleur la plus forte qu'il pouvait supporter, il l'approcha d'une fenêtre, où le soleil donnait accidentellement, pour observer son refroidissement ; quelques particules de poussière qui s'étaient glissées dans la boule faite long-temps avant l'expérience, et qui s'y trouvaient mêlées avec l'alcool, étant éclairées par l'effet des rayons du soleil, elles devinrent parfaitement visibles dans le liquide, et c'est par leur moyen que le Comte y aperçut, dans toute la masse, un mouvement très-rapide, qui avait lieu à-la-fois dans les deux directions opposées de bas en haut, et de haut en bas. Le courant *ascendant* occupait l'axe du tube, et celui *descendant* ses parois. Lorsqu'on accélérait le refroidissement de l'alcool dans le tube avec de l'eau à la glace, la vîtesse de l'un et l'autre courant était considérablement accélérée. Elle diminuait à

mesure que le liquide dans le tube refroidissait, et le mouvement cessait entièrement d'y avoir lieu lorsque sa température était devenue la même que celle de la chambre. Cette expérience fut répétée avec un thermomètre semblable, rempli d'huile de lin, et les résultats furent exactement les mêmes. Ces courans étaient évidemment produits par le mouvement des molécules du liquide, qui allaient individuellement déposer leur calorique contre les côtés froids du tube. Au moment où elles s'en dépouillaient ainsi, elles devenaient spécifiquement plus pesantes par l'abaissement de leur température; elles descendaient immédiatement vers le fond, et pressaient en conséquence la partie plus chaude du fluide qui était alors forcé de monter le long de l'axe du tube; les molécules chaudes, arrivées au sommet, venaient à leur tour déposer leur calorique sur les parois, et tomber de même vers le fond par l'augmentation de leur pesanteur spécifique.

Le comte de Rumford voulut s'assurer si cet effet, qu'il venait de reconnaître dans l'alcool et dans l'huile de lin, aurait également lieu dans l'eau; mais comme les mouvemens internes de ces fluides n'étaient aperçevables qu'au moyen de corps de même pesanteur spécifique qu'eux, qui y étaient suspendus, et qu'il est difficile de trouver une substance d'une pesanteur spécifique égale à celle de l'eau, qui n'y soit pas soluble, il eut recours aux moyens suivans. Il ajouta de la potasse pure à de l'eau, jusqu'à ce que la pesanteur spécifique de la dissolution fût exactement égale à celle de l'ambre jaune transparent, qui n'est pas de beaucoup supérieure à la pesanteur spécifique de l'eau pure. Il mêla donc de l'ambre en poudre grossière à cette dissolution, qu'il versa dans un matras de verre à long col. Ce matras ayant ensuite été chauffé, et exposé au refroidissement, il s'y manifesta des phénomènes exactement semblables à ceux déjà observés dans les autres fluides. Un changement d'un petit nombre de degrés dans la température suffisait pour établir les courans, et un mouvement pouvait être produit à volonté, dans le liquide, par l'application d'un corps chaud ou froid à une partie quelconque de l'instrument. Si c'était un corps chaud, la partie du liquide la plus voisine du contact s'élevait; elle descendait au contraire si le corps appliqué était froid.

Ces observations portèrent naturellement le Comte à exa-

miner si l'échauffement, ou le refroidissement des fluides, ne serait pas sensiblement retardé par leur mélange avec quelque substance qui en diminue la fluidité; il se servit, à cet effet, d'un gros thermomètre à tube de verre, et à réservoir de cuivre, de forme cylindrique; ce thermomètre, rempli d'huile de lin, était placé exactement au centre d'un cylindre creux de cuivre, de manière que l'espace, vide de toutes parts, entre les parois du thermomètre et la surface intérieure du cylindre, n'excédait pas 6 millimètres. Le thermomètre était maintenu dans l'intérieur du cylindre par quatre petits supports en bois, et retenu dans sa situation, au centre de ce cylindre, au moyen de son tube, qui traversait le milieu d'un bouchon de liége dont l'orifice supérieur du cylindre était garni. Après avoir rempli ce cylindre d'eau pure, on plaça l'appareil dans la glace fondante, jusqu'à ce que la liqueur du thermomètre se fût arrêtée à zéro; il en fut alors retiré, et plongé immédiatement dans un vase d'eau bouillante. Le thermomètre monta de zéro à environ 93°. centigrades, en 599″. Il est évident que cet effet ne pouvait avoir lieu qu'autant que tout le calorique qui le produisait s'était frayé un passage à travers l'eau contenue dans le cylindre. L'expérience fut répétée exactement de la même manière; mais à l'eau du cylindre, du poids d'environ 147 grammes, on ajouta 14 grammes d'amidon qu'on y fit bouillir, et qui devait en diminuer la fluidité. Le thermomètre s'éleva alors de zéro à 93°. centigrades, en 1109″. La même expérience fut encore faite avec une même quantité d'eau pure mêlée également avec environ 14 grammes d'édredon, comme substance propre à servir d'obstacle au mouvement des molécules de l'eau. Dans une autre expérience, on remplit le cylindre de pommes bouillies en marmelade. Ces substances retardèrent le refroidissement beaucoup plus encore que l'amidon.

Ces expériences prouvent que plus le mouvement interne des molécules d'un liquide est obstrué, plus il lui faut de temps pour acquérir une température donnée. Ainsi, quand le calorique est appliqué aux liquides, c'est, dans les cas ordinaires, à la faculté qu'ils ont de le transporter, qu'est due, en plus grande partie, leur élévation de température; et s'ils sont alors conducteurs du calorique, leur pouvoir, à cet égard, est bien faible comparativement à celui qu'ils ont de le charrier.

Les liquides conduisent le calorique.

Cependant lorsque la source du calorique est appliquée à la surface d'un liquide, le calorique se fraye graduellement un passage vers la partie inférieure, et la température de chaque couche diminue progressivement de la surface au fond du liquide. Or, dans ce cas, l'échauffement de la partie du liquide qui se trouve au-dessous de celle qui a reçu le calorique, ne peut provenir de la faculté de transport, puisqu'il n'a lieu qu'en vertu d'un changement de pesanteur spécifique dans la portion chauffée du liquide, et que par ce changement le calorique ne peut être propagé que de bas en haut, et jamais de haut en bas. Donc les liquides peuvent conduire le calorique.

Faculté relative des corps pour conduire le calorique.

11. Si après avoir placé dans le feu, l'une des extrémités d'une barre de fer, et d'un morceau de pierre de mêmes dimensions, on applique à l'autre extrémité des thermomètres, ou les mains; on reconnaîtra que l'extrémité de la barre de fer est sensiblement chaude long-temps avant celle de la pierre. Le calorique n'est donc pas conduit dans tous les corps aussi facilement et avec la même célérité. On appelle *bons conducteurs* ceux des corps qui le laissent aisément passer, et *mauvais conducteurs* ceux qu'il traverse avec difficulté.

On a fait encore trop peu d'expériences sur ce sujet, pour pouvoir déterminer avec précision la limite de la faculté conductrice des corps pour le calorique. Il mérite cependant, par son importance, qu'on s'en occupe d'une manière particulière.

Des métaux.

12. Les métaux sont, de tous les corps solides jusqu'à présent éprouvés, les meilleurs conducteurs du calorique, mais ils diffèrent entre eux dans leur degré d'énergie de cette faculté. Le docteur Ingenhousz s'était procuré des cylindres ayant exactement les mêmes dimensions, de plusieurs espèces de métaux, et les ayant enduits de cire, il les plongea par l'une de leurs extrémités dans l'eau chaude; il évaluait la faculté conductrice de chacun d'eux par la longueur de la couche de cire qui avait été fondue. Il rangea, d'après ses expériences, le pouvoir conducteur des métaux qu'il avait examinés, dans l'ordre suivant *.

* Journal de Physique, 1789, p. 68.

Argent.
Or.
Cuivre, } égaux à-peu-près:
Etain, }
Platine, }
Fer, } inférieurs de beaucoup aux autres.
Acier, }
Plomb, }

13. Après les métaux, ce sont les pierres qui semblent être les meilleurs conducteurs; mais elles varient considérablement entre elles dans la jouissance de cette faculté conductrice; elle est beaucoup plus faible dans les briques que dans la plupart des pierres. Des pierres.

14. Le verre ne semble pas différer beaucoup des pierres relativement à sa faculté conductrice : il est, comme elles, mauvais conducteur. C'est par cette raison qu'il est susceptible de se briser avec tant de facilité lorsqu'il est subitement chauffé ou refroidi; une partie du verre recevant le calorique, ou l'abandonnant avant le reste, elle se dilate, ou se contracte, et la cohésion est détruite. Du verre.

15. Les bois desséchés suivent les pierres *. M. Mayer a fait une suite d'expériences sur la capacité conductrice du calorique d'un grand nombre de bois; on en voit les résultats dans la table qui suit, la capacité de l'eau étant supposée = 1. Des bois.

Corps.	*Capacité conductrice du calorique.*
Eau	= 1.00
Ebène du commerce	= 2.17
Pommier sauvage	= 2.74
Frêne commun	= 3.08
Hêtre	= 3.21
Charme commun	= 3.23
Prunier ordinaire	= 3.25
Orme	= 3.25
Chêne blanc	= 3.26
Poirier	= 3.32
Bouleau	= 5.41
Chêne rouvre	= 3.63
Epicéa	= 3.73

* Annales de Chimie. XXX, 32.

Corps.	*Capacité conductrice du calorique.*
Aune	= 3.84
Pin sauvage	= 3.86
Sapin	= 3.89
Tilleul des bois	= 3.90

Du charbon, des plumes, etc.

Le charbon est aussi un mauvais conducteur du calorique. D'après les expériences de Morveau, son pouvoir à cet égard est à celui du sable :: 2 : 3 [1].

La faculté conductrice des plumes, de la soie, de la laine, du poil, est encore plus faible; c'est ce qui rend l'usage de ces substances préférables comme vêtemens, parce qu'elles transmettent plus difficilement la chaleur du corps que l'air froid extérieur tend à soutirer. Le comte de Rumford a fait une suite d'expériences très-ingénieuses sur la capacité conductrice de ces substances, qu'il a reconnue être en raison inverse de la finesse de leur tissu [2].

Faculté relative des liquides pour conduire le calorique.

16. On n'a pas encore fait de recherches bien exactes sur le pouvoir conducteur des liquides. J'ai trouvé par expériences que dans l'eau, le mercure, et l'huile de lin, il était dans les rapports suivans :

I. *Volumes égaux.*

Eau	= 1
Mercure	= 2
Huile de lin	= 1.111

II. *Poids égaux.*

Eau	= 1
Mercure	= 4.800
Huile de lin	= 1.085

Des gaz.

17. Quant aux substances gazeuses, il est bien reconnu que les corps s'y refroidissent plus lentement que dans les liquides: mais comme le refroidissement des corps chauds dans les gaz peut résulter de différentes causes indépendantes du pouvoir conducteur de ces fluides, il est difficile d'en évaluer l'intensité relative par la durée du temps nécessaire pour

[1] Annales de Chim. XXVI, 225.
[2] Phil. Trans. 1792.

que les corps chauds qui y sont placés se refroidissent. Le comte de Rumford a trouvé que le refroidissement d'un thermomètre est à-peu-près quatre fois plus prompt dans l'eau que dans l'air à la même température [1]. Mais on ne peut tirer aucune induction de cette expérience, parce qu'il est connu que le terme du refroidissement varie, avec la température, beaucoup plus dans l'eau que dans l'air. Le comte de Rumford s'est également assuré que la raréfaction diminue le pouvoir conducteur de l'air, et que c'est dans le vide que les corps chauds refroidissent le plus lentement.

Il était facile à M. Leslie, au moyen de la sensibilité de ses instrumens, d'examiner avec plus de précision qu'on n'avait pu le faire encore, la faculté conductrice des gaz, et il reconnut les faits suivans.

Le pouvoir conducteur de tous les gaz est diminué par la raréfaction; Leslie crut pouvoir conclure de ses expériences que le pouvoir conducteur de l'air est à-peu-près comme la racine cinquième de sa densité. Mais Dalton a rendu probable que cette faculté est comme la racine cube de sa densité.

Les vapeurs de toute espèce, ainsi que tout ce qui a de la tendance à dilater l'air, affaiblissent sa faculté conductrice.

Cette faculté est à-peu-près égale dans l'air atmosphérique, le gaz oxigène et l'azote. Dans le gaz acide carbonique, elle est inférieure à celle de l'air; mais les corps chauds se refroidissent au-delà de deux fois plus vîte dans le gaz hydrogène que dans l'air ordinaire; et, d'après les expériences de Leslie sur la marche du refroidissement et sur le rayonnement, qu'il a trouvé être le même dans l'air et dans le gaz hydrogène, il paraît que le pouvoir conducteur du calorique est dans ce dernier gaz quadruple de ce qu'il est dans l'air [2].

M. Dalton a examiné en dernier lieu la marche que suivent des corps chauds en se refroidissant dans différens gaz: il remplissait une fiole du gaz à examiner, il y introduisait, à travers un bouchon de liége percé à cet effet, un thermomètre sensible; il observait le temps que cet instrument

[1] Phil. Trans. 1786.

[2] Leslie's inquiry into the nature of heat, p. 473.

mettait à descendre de 15 ou 20° centigrades. La table qui suit présente le résultat de ses essais *.

Gaz.	*Temps du refroidissement.*
Acide carbonique	112″
Hydrogène sulfuré, Oxide nitreux, Gaz oleſiant, Air atmosphérique, Oxigène, Gaz azote	100
Gaz nitreux	90
Gaz retiré de la houille	70
Gaz hydrogène	40

SECTION III.

De la Distribution égale de Température.

On a vu, dans la précédente section, que le calorique peut se mouvoir à travers tous les corps, quoiqu'avec plus ou moins de facilité. De cette propriété résulte sa tendance à se distribuer de lui-même dans les corps contigus, de manière que l'indication de leur température, par le thermomètre, soit la même pour tous.

Les corps contigus se mettent à la même température.

1. Nous pouvons aisément augmenter à volonté la température des corps en les chauffant artificiellement. Ainsi on peut mettre une barre de fer à l'état de chaleur rouge, en la tenant pendant un temps suffisant dans un feu ordinaire; mais si on la retire du feu, et qu'on l'expose à l'air libre, elle ne retient pas le calorique qu'elle avait reçu; elle le perd, et se refroidit par degrés jusqu'à ce qu'elle arrive à la température des corps qui l'environnent. D'un autre côté, si nous rendons une barre de fer plus froide en la tenant pendant quelque temps recouverte avec de la neige, et qu'on la porte ensuite dans une chambre chaude, elle ne se maintiendra pas à la basse température qu'elle avait, mais elle deviendra successivement plus chaude, jusqu'à ce qu'elle ait acquis la température de la chambre. Il paraît donc qu'au-

* Dalton's, New System of chemical philosophy, p. 117.

un corps ne peut conserver une température plus élevée au milieu de corps plus froids que lui, non plus qu'une température plus basse, lorsqu'il est environné de corps plus chauds. Le calorique, en quelque quantité qu'il se soit d'abord combiné, finit par se répartir de lui-même entre tous les corps contigus, de telle manière, qu'étant mis en contact avec le thermomètre, cet instrument indique pour tous la même température. Cette distribution égale du calorique s'opère plus ou moins promptement suivant la dimension, ou la nature du corps; mais à la fin elle a toujours lieu. Cette loi est généralement connue. Lorsque nous voulons chauffer telle chose que ce soit, nous la plaçons près du feu; lorsque nous cherchons à la refroidir, nous l'entourons de corps froids. Le calorique, dans ce dernier cas, n'est pas perdu, il est seulement distribué d'une manière égale entre les corps. Lorsqu'on mêle ensemble plusieurs substances dont quelques-unes sont froides et d'autres chaudes, elles acquièrent toutes la même température, et cette température est celle moyenne de toutes les températures premières des substances.

Les physiciens ont désigné cette propriété du calorique par l'expression, *équilibre du calorique;* mais il paraît beaucoup plus convenable d'y substituer celle de *distribution égale de température.*

Loi de l'échauffement et du refroidissement des corps.

2. On peut tirer des expériences de Kraft et de Richmann *, faites avec beaucoup de précision, et sur un grand nombre de substances, la conclusion générale suivante. « Lorsqu'un corps est suspendu dans un milieu dont la » température diffère de la sienne, cette différence entre » la température du corps et celle du milieu diminue suivant une progression géométrique, dans des temps qui » croissent en progression arithmétique ».

Ou « le calorique perdu dans des instans donnés est » toujours proportionnel au calorique restant dans le corps».

Ce fut Isaac Newton, qui le premier reconnut cette loi, dont il se servit pour calculer plusieurs températures qui ne peuvent être indiquées par l'échelle thermométrique.

D'après des expériences faites en dernier lieu, et avec une grande exactitude, par Delaroche, il paraît que cette

* *Nov. Comm.* Petrop. I, 195.

loi, établie par Newton, n'est qu'une approximation de la vérité. Pour toutes les températures au-dessous de 100° centigrades, elle peut suffire; mais l'erreur est d'autant plus considérable, que la température augmente, et elle peut devenir très-grande.

Le refroidissement dépend

3. Le calorique que les corps chauds abandonnent successivement, jusqu'à ce que leur température soit devenue égale à celle des substances environnantes, est conduit en partie par le milieu dans lequel ils sont plongés, en partie soutiré par les courans produits dans ce milieu, en le supposant fluide, et en partie rayonné de la surface du corps chaud. La marche du refroidissement des corps dans l'air et dans l'eau, a été examinée avec beaucoup de soin, et de succès, par M. Leslie; quoiqu'il ait négligé de faire mention des travaux de ceux qui l'avaient précédé dans ces recherches, les faits suivans ont été bien clairement établis.

De la faculté conductrice.

L'effet de la faculté conductrice dépend du milieu. Elle est constante, si les températures et le milieu le sont aussi; mais elle diminue par degrés, à mesure que la température du corps chaud se rapproche de celle du milieu.

Du rayonnement.

L'effet du rayonnement dépend aussi de l'état de la surface du corps chaud. Il est constant, lorsque la même surface est chauffée au même degré, mais, ainsi que le pouvoir conducteur, il diminue à mesure que la température du corps chaud se rapproche de celle du milieu.

Des courans.

La portion du milieu en contact avec le corps chaud acquiert, lorsqu'elle en reçoit du calorique, une pesanteur spécifique différente de celle qu'elle avait; elle cède en conséquence sa place à une portion nouvelle qui, étant chauffée à son tour, suit la précédente; et, de cette manière, il s'établit un courant qui accélère de beaucoup la marche du refroidissement. Il est bon d'observer que la vîtesse de ce courant devant être d'autant plus grande que la température du corps chaud sera plus élevée, l'effet en diminuera à mesure que la différence entre la température du corps chaud et celle du milieu deviendra moindre. En augmentant artificiellement ces courans, il est évident qu'on accélérera proportionnellement la marche du refroidissement; et tel est l'effet des vents sur le refroidissement des corps chauds. Il paraît résulter des expériences de Leslie, que toutes choses égales d'ailleurs, le pouvoir refroidissant est toujours proportionnel

à la vîtesse du courant, ou, ce qui est la même chose, à la vîtesse de mouvement du corps chaud dans le milieu plus froid. Ainsi une boule chaude, dont la température, dans un air calme, s'abaisserait d'un certain nombre de degrés en 120′, perd, en l'agitant dans cet air avec des vîtesses différentes, la même quantité de calorique, dans des temps qui diminuent comme la vîtesse augmente; c'est ce qu'on peut voir dans la table suivante:

Vîtesse.	*Temps du refroidissement.*
De 2 mètres par seconde.	60′
De 6 mètres.	30′
De 18 mètres.	12′

En déduisant, dans les résultats, l'influence ordinaire de l'air sur le refroidissement, on le trouve exactement accéléré en raison de l'accroissement de vîtesse *.

4. Dès qu'il eut été découvert que les corps contigus s'établissaient à la même température, les physiciens essayèrent d'expliquer ce phénomène. Suivant de Mairan, et d'autres écrivains du commencement du dix-huitième siècle, le calorique est un fluide qui pénètre tout l'espace, et dans lequel les corps ne font que flotter comme une éponge dans l'eau, sans avoir aucune affinité quelconque pour lui. La conséquence de cette supposition était une tendance constante à une égalité de densité, en vertu de laquelle, lorsqu'il y avait trop de calorique accumulé dans un corps, il s'en écoulait. De même, lorsqu'il y en avait trop peu dans le corps, il y en entrait jusqu'à ce que son équilibre de densité fût rétabli. Explication de l'équilibre du calorique.

Cette hypothèse ne peut se concilier avec les phénomènes dont elle avait pour objet de donner l'explication. Si elle était vraie, tous les corps pourraient s'échauffer et se refroidir avec la même facilité, et le calorique séjourner aussi long-temps au foyer d'une lentille que dans un globe d'or de même diamètre. Cette théorie ne s'accorde pas davantage avec ce qui a été dit dans la première section de ce chapitre sur la nature du calorique, que nous y avons con-

* Leslie, p. 281.

sidéré comme un corps très-différent du fluide supposé de De Mairan.

Hypothèse de Pictet.

5. Pictet a donné une autre explication beaucoup plus ingénieuse de la distribution égale de la température. Suivant lui, la force de répulsion entre les molécules du calorique accumulé dans un corps quelconque, est augmentée en raison de ce que la distance entre ces molécules devient moindre; elles se repoussent donc entre elles, et sont écartées les unes des autres dans tous les sens, jusqu'à ce que, continuant ainsi à se séparer et à s'échapper du corps, elles soient arrêtées par le calorique d'autres corps d'une même densité relative, repoussées à leur tour vers le corps d'où elles tendaient à sortir, et forcées d'y rester. La distribution égale de température dépend donc du balancement de deux forces opposées : la répulsion entre les molécules du calorique dans le corps, qui tend à en diminuer la température, et la répulsion qui s'établit entre le calorique du corps et le calorique environnant qui tend à élever la température. Lorsque c'est la première de ces forces qui l'emporte, c'est-à-dire lorsque la température d'un corps est plus grande que celle des corps environnans, le calorique s'écoule du corps, et le corps devient plus froid : lorsque c'est l'autre force qui domine, comme lorsqu'un corps est plus froid que ceux qui l'entourent, les molécules de son calorique sont forcées de se rapprocher les unes des autres, l'espace qu'elles laissent par ce rapprochement est occupé par une nouvelle quantité de calorique qui entre dans le corps, et il devient plus chaud. Lorsque les deux forces sont égales, les corps sont à la même température, et il ne se produit entre eux aucun changement *.

Mais quelque séduisante que puisse paraître cette explication, elle a été abandonnée par M. Pictet lui-même, lorsqu'il a reconnu qu'elle ne s'accordait pas avec les phénomènes de l'échauffement et du refroidissement des corps.

Opinion de Prevost.

6. L'opinion la plus généralement admise à présent, et qui se concilie de la manière la plus satisfaisante avec les faits, est celle de Prevost, publiée d'abord en 1791, dans le *Journal de Physique*, ainsi que dans un *Essai sur l'équi-*

* Pictet, *sur le Feu*, chap. 1.

libre du calorique, et détaillée depuis plus au long dans ses *Recherches sur la chaleur* [1].

Pictet adopta bientôt cette théorie [2], et elle a été dernièrement appliquée avec beaucoup de sagacité, par Prevost, aux expériences de Herschell et de Pictet [3]. Elle consiste à considérer le calorique comme un fluide *discret*, dont chaque molécule, lorsqu'il est à l'état de liberté, se meut avec une vîtesse extrême. Les corps chauds émettent des rayons calorifiques dans toutes les directions; mais les molécules de ces rayons calorifiques sont à une distance telle les unes des autres, que les courans de ces rayons peuvent, comme ceux de la lumière, s'entrecroiser sans se troubler mutuellement dans leur route. Si l'on suppose donc deux espaces voisins où le calorique abonde, il devra y en avoir un échange continuel entre ces deux espaces. Si dans les deux, le calorique abonde également, les échanges se contrebalanceront, et la température continuera d'être la même; mais si l'un contient plus de calorique que l'autre, il y aura inégalité dans les échanges : l'espace le moins chaud recevra plus de calorique qu'il n'en donnera, et, par une répétition continuelle de cet échange inégal, l'équilibre de température se rétablira. Si l'on suppose un corps placé dans un milieu plus chaud que lui, et dont la température est constante, on pourra considérer le calorique de ce milieu comme consistant en deux parties, dont l'une est égale à la portion que le corps en contient, et l'autre à celle d'où résulte la différence de température entre le corps et le milieu; et, comme à l'égard de la première, les échanges entre les corps et le milieu se balancent et sont égaux, c'est la seconde seulement, ou celle qui produit l'excès de température, qu'il s'agit de considérer. Or, relativement à cet excès, le corps est absolument froid ou dépourvu de calorique. Si l'on suppose que dans une seconde le corps reçoit 0.1 de cet excès de calorique, cet excès ne sera plus, à la fin de la première seconde, que de 0.9, il en passera encore 0.1 dans le corps pendant la seconde suivante, et l'excès à la fin de cette seconde ne sera plus que des 0,9 des 0,9 ou de $(0,9)^2$;

[1] Genève, 1792.

[2] Biblioth. britan. IV, 30.

[3] Phil. Trans. 1892, p. 403.

à la fin de la troisième seconde cet excès sera réduit à la troisième puissance de 0,9 ou à $(0,9)^3$, il sera à la quatrième puissance de 0,9 ; ou à $(0,9)^4$, à la fin de la quatrième seconde, et ainsi de suite, de sorte que, suivant la loi observée par Richtmann, les temps croissant en progression arithmétique, les différences d'excès diminueront en progression géométrique.

On voit, par cet exposé de la théorie de Prevost, qu'elle est entièrement fondée sur le rayonnement du calorique, et que la faculté des corps pour le conduire n'y entre point en considération. On ne peut, à-la-vérité, révoquer en doute le rayonnement du calorique ; il est même extrêmement probable que c'est par lui que s'opère la distribution égale de température, qui n'aurait lieu que très-lentement, et peut-être même jamais complètement par la seule faculté conductrice du calorique; mais en même-temps, on ne peut disconvenir que cette dernière propriété des corps n'influe d'une manière sensible sur la durée du temps nécessaire pour que les corps contigus arrivent à l'égalité de température. L'hypothèse de Prevost pourrait donc être regardée comme imparfaite en cela seul qu'il n'y a pas eu égard à cette circonstance.

SECTION IV.

Des Effets du Calorique.

Après avoir considéré, dans les sections précédentes, la nature du calorique, la manière dont il se meut à travers les corps, et s'y distribue de lui-même, c'était ici le lieu d'examiner les effets qu'il produit sur eux, soit qu'il les pénètre, soit qu'il s'en dégage. On verra que la connaissance de ces effets est de la plus grande importance, sous le double rapport, de l'immense pouvoir additionnel qu'ils mettent en notre possession, et de la facilité qu'ils nous présentent pour comprendre et expliquer un grand nombre des plus intéressans phénomènes de la nature. Les effets du calorique sur les corps peuvent se réduire aux trois principaux suivans, savoir : 1.° changement dans leur volume; 2.° changement dans leur état; 3.° changement dans leur combinaison. C'est dans cet ordre que nous allons les examiner séparément.

1. *Des changemens dans le volume.*

On peut établir comme règle générale, à laquelle on ne connaît point encore d'exception, que toute altération de calorique dans un corps produit un changement correspondant dans son volume. En général, ce volume augmente si le corps reçoit du calorique en plus; il diminue s'il lui en est soustrait. Mais il n'en est pas toujours uniformément ainsi, quoique les exceptions à cet égard soient rares; elles n'ont en effet lieu que pour un très-petit nombre de corps, et encore à de certaines températures particulières, tandis que dans toutes les autres températures, ces corps suivent la loi commune de l'accroissement de leur volume lorsqu'ils sont chauffés, et de sa diminution par le refroidissement. On peut donc considérer l'*expansion* comme un des effets les plus généraux du calorique, et même des plus importans, puisqu'il nous fournit les moyens de mesurer tous les autres. Expansion

1. Quoique tous les corps soient dilatés par la chaleur et contractés par le froid, et que cette expansion, dans le même corps, soit toujours proportionnelle à quelque fonction de la quantité de calorique ajoutée ou soustraite, on a cependant reconnu que différens corps variaient considérablement dans leur degré de dilatation, ou de contraction, absolues. En général, ce sont les corps gazeux qui sont susceptibles de la plus grande expansion. Dans les liquides, cette faculté est beaucoup moindre; elle est la plus faible dans les solides. Ainsi, un décimètre cube d'air atmosphérique, chauffé de zéro à 100° centig., produit 1375 centimètres cubes, tandis que la même augmentation de température ne porte le volume d'un décimètre cube d'eau qu'à 1045 centimètres cubes, et que celui d'un décimètre cube de fer s'élève à peine à 1001 centimètres cubes. On voit, par cet exemple, que la dilatation de l'air est de plus de huit fois celle de l'eau, et la dilatation de l'eau environ quarante-cinq fois celle du fer. Varient dans différens corps.

2. La connaissance exacte de la dilatation des corps gazeux étant souvent d'une grande importance dans les recherches chimiques, on a fait beaucoup d'expériences pour la déterminer; mais les résultats en ont été si variés et tellement discordans, qu'il n'avait pas été, jusqu'à présent, possible de se former une opinion à ce sujet. La principale cause d'in- Expansion des gaz.

certitude dans ces résultats provenait de ce que les vaisseaux, employés à la mesure de cette expansion des gaz, n'ayant pas été assez complètement dépouillés d'eau, l'application du calorique convertissait des portions de cette eau en vapeur, dont le mélange avec le gaz déguisait le changement réel de volume qu'il avait éprouvé. C'est à cette circonstance qu'on doit attribuer la différence dans les déterminations de Deluc, du général Roy, de Saussure, de Duvernois, etc.; heureusement cet objet a dernièrement fixé l'attention de deux physiciens connus par leur sagacité ainsi que par leur précision, et leurs expériences, faites avec toutes les précautions convenables, nous ont donné la solution du problème. Celles de M. Dalton, de Manchester, ayant été lues à la Société philosophique de cette ville, au mois d'octobre 1801, et publiées en 1802 [1], c'est à lui qu'appartient l'honneur de la découverte de la loi de la dilatation des corps gazeux; car ce ne fut que plus de six mois après que parut la dissertation de Gay-Lussac sur le même sujet [2]. Les expériences de M. Dalton sont remarquables par la simplicité de l'appareil dont il s'est servi, et par la facilité qui en résulte pour les répéter. Cet appareil consiste uniquement dans un tube de verre, ouvert à l'une de ses extrémités et divisé en parties égales. On y introduit, après l'avoir convenablement desséché, le gaz qu'on veut examiner, et on remplit le tube de mercure depuis son extrémité jusqu'à un point donné. On y applique alors la chaleur, et on évalue la dilatation de l'air par la quantité de mercure qui en est poussée dehors. L'appareil de Gay-Lussac, beaucoup plus compliqué, n'en est pas moins de la même précison; et comme ses expériences ont été faites sur des volumes d'air plus considérables, la coïncidence de leurs résultats avec ceux obtenus par M. Dalton, ajoute singulièrement à la confiance qu'on peut y avoir.

L'expansion est la même dans tous les corps gazeux.

D'après les expériences de ces savans, tous les corps gazeux quelconques éprouvent la même expansion par l'addition d'une quantité égale de calorique, lorqu'ils sont placés dans les mêmes circonstances. Il suffit alors de connaître la loi d'expansion que suit un corps gazeux quelconque pour

[1] Manchester, Mem. V, 593.

[2] Ann. de Chim. XLIII, 137.

pouvoir déterminer avec précision la mesure de la dilatation de tous. Or, on voit, par les expériences de Gay-Lussac, que l'air chauffé de zéro à 100°. centig., est dilaté de 100 parties à 137.5, et que, par conséquent, l'augmentation de volume pour 100° centig. est de 37.5 parties; en faisant le volume à zéro de température, égal à l'unité, l'augmentation est égale à 0,375 parties, ce qui donne $\frac{1}{266.66}$ = 0,00375 pour chaque degré du thermomètre centigrade. Dalton trouva que l'air chauffé de 55 à 212° du thermomètre de Fahrenheit se dilate, de 100 parties, à 132,5, ce qui représente une augmentation de volume de $\frac{1}{480}$ pour chaque degré du thermomètre de Fahrenheit, ou $\frac{1}{268.11}$ = 0,00373 pour chaque degré du thermomètre centigrade. Ce résultat diffère de la détermination de Gay-Lussac tout aussi peu qu'on pouvait l'attendre d'expériences aussi délicates.

Il semble résulter des experiences de Gay-Lussac, que la vapeur de l'eau, et celle de l'éther sulfurique, éprouvent la même dilatation que l'air, par la même élévation dans leur température. On en peut alors conclure que tous les fluides élastiques se dilatent également et uniformément par les mêmes quantités de calorique. La table suivante indique le volume d'une quantité donnée d'air à toutes les températures de zéro à 100° centig.

Dilatation de l'air.

Température.		Volume.	Température.		Volume.	Température.		Volume.
Fahr.	centigr.		Fahr.	centigr.		Fahr.	centigr.	
32°	0°	100000	59°	15°00	105624	86°	30°00	111249
33	0.55	100208	60	15.55	105833	87	30.55	111458
34	1.11	100416	61	16.11	106041	88	31.11	111666
35	1.66	100624	62	16.66	106249	89	31.66	111874
36	2.22	100833	63	17.22	106458	90	32.22	112083
37	2.77	101041	64	17.77	106666	91	32.77	112291
38	3.33	101249	65	18.33	106874	92	33.33	112499
39	3.88	101458	66	18.88	107083	93	33.88	112708
40	4.44	101666	67	19.44	107291	94	34.44	112916
41	5.00	101874	68	20.00	107499	95	35.00	113124
42	5.55	102083	69	20.55	107708	96	35.55	113333
43	6.11	102291	70	21.11	107916	97	36.11	113541
44	6.66	102475	71	21.66	108124	98	36.66	113749
45	7.22	102708	72	22.22	108333	99	37.22	113958
46	7.77	102916	73	22.77	108541	100	37.77	114166
47	8.33	103124	74	23.33	108749	110	43.33	116249
48	8.88	103333	75	23.88	108938	120	48.88	118333
49	9.44	103541	76	24.44	109166	130	54.44	120416
50	10.00	103749	77	25.00	109374	140	60.00	122499
51	10.58	103958	78	25 55	109583	150	65.55	124583
52	11.11	104166	79	26.11	109791	160	71.11	126666
53	11.66	104374	80	26.66	109999	170	76.66	128749
54	12.22	104583	81	27.22	110208	180	82.22	130833
55	12.77	104791	82	27.77	110416	190	87.77	132916
56	13.33	104999	83	28.33	110624	200	93 33	134999
57	13.88	105208	84	28.88	110833	210	98.88	137083
58	14.44	105416	85	29.44	111041	212	100.00	137499

Expansion des liquides.

N'est pas uniforme.

3. L'Expansion des liquides diffère de celle des fluides élastiques non-seulement en quantité, mais encore parce qu'elle n'a pas uniformément lieu par des additions égales de calorique. Cette différence paraît provenir de la fixité, ou de la volatilité des parties composantes de ces corps ; car en général, ceux des corps liquides dont l'ébullition a lieu aux températures les plus basses, ou qui contiennent quelque principe susceptible de prendre facilement la forme gazeuse, sont aussi ceux qui se dilatent le plus par une quantité donnée de calorique ajouté. Ainsi, par une même augmentation de température, le mercure se dilate beaucoup moins que l'eau, qui entre en ébullition à une température de beaucoup inférieure à celle

qu'exige le mercure, et la dilatation de l'alcool est beaucoup plus considérable que celle de l'eau, parce que le terme de son ébullition est moins élevé. L'acide nitrique se dilate aussi beaucoup plus que l'acide sulfurique, non-seulement parce que le premier de ces acides entre en ébullition à une température moins élevée, mais encore parce qu'une portion de cet acide a de la tendance à prendre la forme d'un fluide élastique. Cette règle de la dilatation des liquides est au moins celle que j'ai reconnue dans tous ceux que j'ai examinés jusqu'ici sous ce rapport, et j'en conclus qu'on peut considérer comme un fait assez général, que plus la température nécessaire pour faire bouillir un liquide est élevée, moins il y aura de dilatation produite dans ce liquide, par une addition de calorique, ou, en d'autres termes, que l'expansibilité des liquides est à-peu-près en raison inverse de leur température d'ébullition.

Augmente avec la température.

4. Une autre circonstance relativement à la dilatation des liquides, mérite une attention particulière. L'expansibilité de chacun d'eux semble augmenter avec la température; ou, en d'autres termes, plus la température d'un liquide est voisine de celle de son terme d'ébullition, et plus grande est la dilatation que ce liquide éprouve par l'addition d'un degré de calorique; et, d'un autre côté, plus la température d'un liquide s'éloigne de celle à laquelle il commence à bouillir, et moins il y a d'augmentation produite dans son volume par l'addition d'un degré de calorique; il en résulte que l'expansibilité des liquides augmente d'autant plus lentement que le terme d'ébullition est plus élevé.

N'a point de rapport avec leur densité.

5. Ces observations suffisent pour nous faire juger que la densité des fluides n'influe en aucune manière sur leur faculté de dilatation, mais qu'elle dépend de la quantité de calorique qui leur est nécessaire pour les amener à l'état d'ébullition et les convertir en fluides élastiques. Nous ignorons entièrement jusqu'à présent pourquoi ce changement d'état exige, dans différens liquides, des températures diverses.

6. La table qui suit présente la dilatation de différens liquides, depuis la température de zéro, jusqu'à celle de 100 degrés centigrades, en supposant le volume de ces liquides à zéro, égal à 1.

Acide hydrochlorique [1] (pes. spéc. 1,137).	0,0600	$\frac{6}{17}$
Acide nitrique [2] (pes. spéc. 1,40). . . .	0,1100	$\frac{1}{9}$
Acide sulfurique [1] (pes. spéc. 1,85). . .	0,0600	$\frac{6}{17}$
Alcool [1]	0,1100	$\frac{1}{9}$
Eau [1]	0,0466	$\frac{1}{21}$
Eau saturée de sel commun [1]	0,0500	$\frac{1}{20}$
Ether sulphurique [1]	0,0700	$\frac{1}{14}$
Huiles fixes [1]	0,0800	$\frac{1}{12}$
Huile de térébenthine [1]	0,0700	$\frac{1}{14}$
Mercure [1]	0,0200	$\frac{1}{50}$
Mercure [2]	0,01872	$\frac{1}{53}$
Mercure [3]	0,0168	$\frac{1}{59}$
Mercure [4]	0,01758	$\frac{1}{56}$
Mercure [5]	0,0150	$\frac{1}{66}$

[1] Dalton, *New System of chimical Philosophy*. I, 36.
[2] Lord Charles Cavendish.
[3] Général Roy.
[4] Haellstroem, Gilbert's Annalen. XVII, 107.
[5] Lalande et Delisle, *ibid.*, p. 102.

Le docteur Young a formé, d'après les expériences de Gilpin et de Kirwan[1], sur l'expansion de l'eau, la table qui suit :

TEMPÉRATURE CENTIGRADE.	EXPANSION	
	OBSERVÉE.	CALCULÉE.
—1,11 Gilpin.	0,00020	0,00018
» 0 G.	0,00012	0,00011
+1,11 G.	0,00006	0,00005
3,89 G.	0,00000	0,00000
6,67 G.	0,00006	0,00005
8,89 G.	0,00018	0,00018
9,44 G.	0,00022	0,00022
12,22 G.	0,00049	0,00048
15, » G.	0,00086	0,00084
17,78 G.	0,00133	0,00130
20,56 G.	0,00188	0,00186
23,33 G.	0,00251	0,00251
26,11 G.	0,00321	0,00326
32,22 G.	0,00491	0,00513
37,78 G.	0,00692	0,00720
38,89 Kirwan.	0,00760	0,00763
50, K.	0,01258	0,01264
61,11 K.	0,01833	0,01839
72,22 K.	0,02481	0,02512
83,33 K.	0,03198	0,03219
94,44 K.	0,04005	0,03961
100 » K.	0,04333	0,04332

Gay-Lussac ayant porté, en dernier lieu, son attention sur la dilatation des liquides, a dressé la table qui suit du résultat de ses recherches [2]. Il suppose que le volume de chaque liquide, au point de son ébullition, est représenté par 1000. La table indique les contractions de chacun des liquides mis en expérience, dont la température s'abaisse de 5 en 5 degrés centigrades, à partir de son point d'ébullition;

[1] Young's Lectures on natural Philosophy. II, 392.

[2] Annales de Chim. et de Phys. II, 130.

les degrés d'ébullition de chaque liquide essayé sont, pour

l'eau.....	100° cent.
l'alcool.....	78,41
le sulfure de carbone.....	46,60
l'éther sulfurique.....	35,66

Température.	Eau. Contractions.	Alcool. Contractions.	Sulfure de carbone. Contractions.	Ether sulfurique. Contractions.
0°	0,00	0,00	0,00	0,00
5	3,34	5,55	6,14	8,15
10	6,61	11,43	12,01	16,17
15	10,50	17,51	17,98	24,16
20	13,15	24,34	23,80	31,83
25	16,06	29,15	29,65	39,14
30	18,85	34,74	35,06	46,43
35	21,52	40,28	40,48	52,06
40	24,10	45,68	45,77	58,77
45	26,50	50,85	51,08	65,48
50	28,56	56,02	56,28	72,01
55	30,60	61,01	61,14	78,38
60	32,42	65,96	66,21	»
65	34,02	70,74	»	»
70	35,47	75,48	»	»
75	36,70	80,11	»	»

On voit par cette table, que l'alcool et le sulfure de carbone se dilatent également, et que ces liquides, à la température de leur ébullition, produisent le même volume de vapeur.

L'alcool à 78°,41 cent., produit 488,3, son volume de vapeur à 100° cent.; le sulfure de carbone à 46°,60 cent., produit 491,1, son volume de vapeur à 100° cent.

Dilatation des solides.

La dilatation des corps solides est si peu considérable, qu'il faut employer des moyens très-précis pour la mesurer avec exactitude. Autant que l'observation a pu le faire reconnaître, cette dilatation est égale; et, sous ce rapport, elle est semblable à celle des gaz. Nous placerons d'abord ici le tableau des résultats obtenus en 1782, par Lavoisier et Laplace,

de leurs expériences sur la dilatation des solides. Ces expériences furent faites avec le plus grand soin. On supposait leurs résultats perdus; mais ils ont été recouvrés et publiés récemment par Biot [1].

DÉNOMINATION DES SUBSTANCES ESSAYÉES, par ordre alphabétique.	DILATATION pour une règle dont la longueur est 1 à la température de la glace fondante.	
	de 0 à 100 cent.	p.r 1° cent
Acier non trempé	0,00107915	1/92664
Acier trempé jaune, recuit à 650.	0,00125956	1/80674
Argent de coupelle	0,00190974	1/52361
Argent au titre de Paris	0,00190868	1/52391
Cuivre	0,00171735	1/58231
Cuivre jaune ou laiton	0,00187821	1/53243
Etain des Indes ou de mélac	0,00193765	1/51609
Etain de Falmouth	0,00217298	1/46161
Fer doux, forgé	0,00122045	1/81917
Fer rond, passé à la filière	0,00123504	1/81137
Flint-glass anglais	0,00081166	1/124834
Mercure	0,00615915	1/16236
Or de départ	0,00146606	1/68208
Or au titre de Paris, non recuit	0,00155155	1/64458
Or au titre de Paris, recuit	0,00151361	1/66067
Platine selon Borda	0,00085655	1/116748
Plomb	0,00284836	1/35108
Verre de France, avec plomb	0,00087199	1/114680
Verre sans plomb (en tube)	0,00087572	1/114191
Verre de Saint-Gobain (glace)	0,00089089	1/112247

M. Smeaton publia, en 1754, une suite d'expériences sur la dilatation de différentes substances, mesurée au moyen d'un instrument très-ingénieux de son invention, dont il donna la description dans les *Transactions philosophiques* pour ladite année [2]. La table qui suit présente les dilatations

[1] Traité de Phys. I, 158, et Précis élémentaire. I, 209.
[2] Phil. Trans. 1754, p. 598.

que les différentes substances essayées éprouvèrent de 0 à 100 degrés centigrades, en supposant le volume primitif = 1.

Verre blanc, tubes de baromètre. . .	0,00083
Antimoine.	0,001083
Acier trempé.	0,001125
Acier non trempé.	0,001225
Fer.	0,001258
Bismuth.	0,001392
Cuivre battu.	0,001700
Cuivre, 8 parties cuivre, 1 p. étain. .	0,0018166
Cuivre, 16 parties cuivre, 1 p. étain. .	0,001908
Métal de miroir.	0,001933
Soudure de zinc.	0,002058
Etain fin.	0,002283
Etain en grain.	0,002483
Soudure tendre, plomb 2, étain 1. .	0,002508
Zinc, avec 1 partie d'étain sur 8 zinc.	0,002692
Plomb.	0,002867
Zinc.	0,002942

Le général Roy, dont on sait que les expériences méritent confiance, à raison de leur grande exactitude, a dressé le tableau qui suit des dilatations de diverses substances.

Verre (en tubes).	0,00077615
Verre (en baguettes).	0,00080787
Fonte de fer prismatique.	0,0011094
Acier (en baguettes).	0,0011447
Bronze (en écailles, supposé de Hambourg).	0,0018554
Bronze anglais (en baguettes).	0,001875
Bronze anglais (en auge).	0,0018928

Dans la table suivante, je présenterai le résultat des essais de quelques autres artistes et physiciens, sur la dilatation de plusieurs autres corps, dont on considérait le volume à 0° centigrade = 1.

La dilatation indiquée est celle de 0 à 100° centigrades.

Acier.	0,0011899	Troughton.
Argent.	0,0020826	Troughton.
Cuivre.	0,0019188	Troughton.
Fil de fer.	0,0014401	Troughton.
Platine.	0,0009918	Troughton.
Platine.	0,00085655	Borda.
Palladium.	0,0010....	Wollaston.
Fer.	0,001446	Haellstroem.

La dilatation du verre étant souvent d'une grande importance dans les expériences, on a dû l'examiner avec beaucoup de soin. Mais les différentes sortes de verre présentent à cet égard tant de variations, qu'on ne peut établir de règle générale de la dilatation de ces corps. Lavoisier et Laplace trouvèrent que le verre est d'autant moins dilatable par la chaleur qu'il contient plus de plomb *. J'ajouterai ici quelques déterminations de la dilatation du verre à celles déjà indiquées dans les tables qui précèdent. Ramsden trouva que la dilatation de 0 à 100.° centigrades d'une baguette de verre solide est de 0,00096944, et celle d'un tube de verre de 0,00931138. M. Deluc, par ses expériences sur la dilatation des tubes de thermomètre et de baromètre, l'a établie ainsi qu'il suit :

Températ. Ech. cent.	Volume.	Températ. Ech. cent.	Volume.	Températ. Ech. cent.	Volume.
0°...	100000.	38°.	100023.	75°...	100056.
10....	100006.	49°.	200033.	88....	100069.
21....	100014.	66°.	100044.	100....	100083.

Nature du Thermomètre.

8. La propriété qu'ont les corps de se dilater, par l'application du calorique, nous a fourni les moyens d'en mesurer les températures relatives. L'instrument dont on se sert, à cet effet, et auquel on a donné le nom de *thermomètre*, consiste simplement dans un tube de verre creux hermétiquement scellé à l'une de ses extrémités, et dont l'autre se termine par une *boule* qui y est soufflée. On remplit de mercure cette boule ainsi qu'une partie du tube. Lorsque la boule est plongée dans un corps chaud, le mercure se dilate et s'*élève* par conséquent dans le tube; mais si cette boule est plongée dans un corps froid, le mercure se contracte et alors il *descend* dans le tube. L'ascension du mercure dans ce tube indique l'augmentation de température, et son abaissement, sa diminution; et c'est par la quantité dont il monte, ou descend, qu'on détermine la proportion de l'un ou de l'autre effet. Pour faciliter l'observation, le tube est divisé en un certain nombre de parties égales appelées degrés.

On attribue l'invention, vers le commencement du dix-

* Biot, *Traité de Physique*. I, 157.

septième siècle, du premier thermomètre dont on ait fait usage, à Sanctorius, le fondateur célèbre de la médecine statique. Cet instrument, grossièrement fait d'abord, fut perfectionné par les académiciens de Florence, et par Boyle; mais ce fut Isaac Newton qui en rendit l'usage véritablement utile, en donnant le moyen de construire les thermomètres de manière qu'ils fussent comparables entre eux.

Comment on les gradue.

Si l'on plonge un thermomètre, autant de fois qu'on voudra, dans de la neige fondante, il indiquera toujours le même degré, et restera stationnaire à ce point. On obtiendra le même effet, ainsi que l'observa le docteur Hooke, par son immersion, répétée à volonté, dans de l'eau bouillante, pourvu que la pression de l'atmosphère reste la même. Il s'ensuit que la neige commence toujours à fondre à la même température, et que, toutes choses égales d'ailleurs, le terme de l'ébullition de l'eau est constant. Si donc, en construisant un thermomètre, on marque les deux points auxquels le mercure se sera arrêté dans le tube, lorsqu'il aura été successivement plongé dans la neige fondante et dans l'eau bouillante, et qu'on divise l'intervalle entre ces deux points en un nombre quelconque de parties égales, comme celui de 100, en désignant par zéro le point de station du mercure dans la neige fondante, et par 100 celui dans l'eau bouillante, tout autre thermomètre construit d'une manière semblable indiquera le même degré que celui-ci, lorsqu'on leur appliquera, à l'un et à l'autre, un corps à la même température. Tous les thermomètres ainsi établis peuvent donc être comparés ensemble, et on en étendra à volonté l'échelle au-delà du point de l'ébullition de l'eau, ou au-dessous de celui de la neige fondante.

C'est bien Newton qui a le premier donné cette méthode de construction de thermomètres comparables [1], mais l'exécution en a été depuis considérablement simplifiée par M. Fahrenheit d'Amsterdam, et par le docteur Martine de Saint-Andrew [2]. D'après les différentes méthodes adoptées par les fabricateurs d'instrumens de physique, pour déterminer le terme de l'ébullition, il se trouva que les thermomètres s'accordaient rarement entre eux, et que souvent ils

[1] Phil. Trans. Abr. IV, 1.

[2] On the construction and graduation of thermometers.

déviaient de plusieurs degrés du véritable point cherché. Cette observation porta M. Cavendish à faire sentir à la Société royale, l'importance de publier des tables pour construire d'aussi utiles instrumens. Un comité de la société fut, en conséquence, chargé de s'occuper de cet objet; son travail, qu'on peut consulter dans les *Transactions philosophiques*[1], offre la meilleure direction à suivre pour la construction des thermomètres. La plus importante, lorsqu'on veut déterminer le terme de l'ébullition de l'eau, est d'exposer tout le tube du thermomètre, ainsi que sa boule, à la vapeur de l'eau, en ayant soin que, pendant cette exposition, le baromètre se maintienne à 756 millimètres.

Le mercure est le liquide qui convient le mieux pour les thermomètres, parce qu'à raison de ce que ses deux points de congélation et d'ébullition sont très-éloignés l'un de l'autre, sa dilatation est la plus uniforme. On fait actuellement usage en Europe, de quatre espèces de thermomètres, qui ne diffèrent entre eux que par le nombre de degrés dans lesquels l'espace entre les deux points de la congélation et de l'ébullition a été divisé; ces thermomètres sont ceux de Fahrenheit, de Celsius, de Réaumur et de Delisle.

Différens thermomètres employés.

On se sert, en Angleterre, du thermomètre de Fahrenheit. L'intervalle entre les deux points est divisé en 180°, mais l'échelle commence à la température produite par un mélange de neige et de muriate de soude, qui est de 32° au-dessous du terme de congélation; ce terme, dans ce thermomètre est donc 32, et celui de l'eau bouillante de 212[2].

Le thermomètre de Celsius est celui qu'on emploie en Suède, et qu'on a adopté en France, depuis la révolution, sous la dénomination de *thermomètre centigrade*. L'échelle y est divisée en 100 degrés; elle commence au point de la congélation qui est indiqué par zéro et finit à celui de l'eau bouillante qui en est le 100e degré[3].

---

[1] Phil. Trans. 1777, p. 816.

[2] C'est le thermomètre qu'on a toujours suivi dans cet ouvrage, à moins qu'on y ait fait particulièrement mention d'un autre.

[3] Conséquemment les degrés de Fahrenheit sont à ceux de Celsius :: 180 : 100 = 18 : 10 = 9 : 5, c'est-à-dire que 9 degrés de Fahrenheit n'en font que 5 de Celsius; ainsi la réduction des degrés de Celsius à ceux de Fahrenheit sera $F = \frac{9C}{5} + 32$.

Le thermomètre connu sous le nom de thermomètre de Réaumur, mais qui est réellement de la construction de Deluc, était en usage en France avant la révolution. L'espace entre les deux termes y est divisé en 80°. Celui de la congélation y est indiqué par 0, et l'eau bouillante par 80° [1].

On se sert, en Russie, du thermomètre de Delisle. La division entre les deux termes est de 150°, mais elle commence à celui de l'eau bouillante qui est le 0 de l'échelle, et les degrés y vont en augmentant vers le point de refroidissement qui en est le 150.e [2].

Exceptions aux lois de la dilatation.

9. Après avoir considéré les phénomènes, et les lois de la dilatation, autant qu'ils nous sont connus, il convient de parler des exceptions que présente cet effet général de la chaleur, c'est-à-dire des cas où la dilatation produite ne résulte pas d'une augmentation, mais bien d'une diminution de température. Ces exceptions peuvent être divisées en deux classes. Dans la première on comprend certains corps

De deux sortes.

liquides qui ont un *maximum* de densité correspondant à une certaine température, et qui, étant chauffés ou refroidis, à partir de ce point, éprouvent, dans l'un et l'autre cas, une dilatation ou une augmentation de volume. On rangera dans la seconde classe ceux des liquides qui devenant soudainement solides, par l'abaissement de leur température à un certain degré, acquièrent par cette solidification un accroissement de volume.

1. Maximum de densité de l'eau à +4° 44 cent.

10. L'eau fournit un exemple remarquable d'exception de la première classe de corps. Ce liquide est à son *maximum* de densité à la température de 4°.44, au-dessus de zéro de l'échelle centigrade; s'il est refroidi au-dessous de ce terme, il se dilate à mesure que sa température diminue; s'il est chauffé au-delà, son volume s'accroît de la même manière, comme sa température augmente. Ainsi la chaleur produit

---

[1] Par conséquent $180° F = 80 R$, ou $9 F = 4 R$; donc $F = \frac{9R}{4} + 32$.

[2] Ainsi $180 F = 150° D$, ou $6 F = 5 D$. Pour réduire les degrés du thermomètre de Delisle au-dessous du terme de l'eau bouillante à ceux de Fahrenheit, on aura $F = 212 - \frac{6D}{5}$ et pour réduire ceux au-dessus $F = 212 + \frac{6D}{6}$.

deux effets opposés sur l'eau, selon la température de ce liquide : celui de la contraction, ou de la diminution de son volume, à la température de + 4°.44 centig. jusqu'à zéro et au-dessous, et celui de sa dilatation à partir de + 4°.44 jusqu'à 100° centig. et au-dessus. Telle est l'opinion actuellement presque généralement admise, et considérée comme étant le résultat des expériences les plus exactes.

Les faits qui amenèrent à cette conclusion furent observés pour la première fois par les académiciens de Florence, dont les expériences ont été publiées dans les transactions philosophiques pour 1670 [1]. Après avoir rempli d'eau un globe de verre terminé par un col étroit et gradué, ils le placèrent dans un mélange de neige et de muriate de soude. Au moment où le globe toucha le mélange, l'eau s'éleva un peu dans le col à raison de la construction du vaisseau, puis elle redescendit lentement à mesure qu'elle fut affectée par le froid; mais au bout d'un certain temps, elle commença à s'élever de nouveau, et continua ainsi d'une manière lente et uniforme, jusqu'à ce qu'une portion eût été convertie en glace. Alors elle monta tout-à-coup avec un mouvement des plus rapides. Le docteur Croune attira bientôt après l'attention de la Société royale sur cette circonstance particulière de dilatation, en lui faisant part, en 1683, des résultats d'une expérience analogue à celle des académiciens de Florence, qu'il avait faite, et de laquelle il tirait la conclusion, que l'eau commence à se dilater par le froid à un certain degré de température au-dessus de celui de sa congélation. Le docteur Hooke objecta à cette conclusion que la dilatation n'était qu'apparente, et qu'elle n'était due qu'à l'excès de la contraction du vaisseau sur celle de l'eau qu'il contenait. D'après cette observation, on répéta l'expérience en refroidissant le vase dans un mélange frigorifique, avant de le remplir d'eau. Cette précaution ne changea rien à l'effet, qui fut absolument le même que celui précédemment obtenu [2]. Par ses recherches sur cette propriété de l'eau, Deluc est le premier qui essaya de déterminer le degré de température auquel la dilatation de ce liquide par

Histoire de cette découverte.

[1] Phil. Trans. n.° 66, ou vol. V, p. 2020. Abrégé. I, 540.

[2] Birch's Hist. of the royal Society. IV, 253.

Le thermomètre connu sous le nom de thermomètre de Réaumur, mais qui est réellement de la construction de Deluc, était en usage en France avant la révolution. L'espace entre les deux termes y est divisé en 80°. Celui de la congélation y est indiqué par 0, et l'eau bouillante par 80° [1].

On se sert, en Russie, du thermomètre de Delisle. La division entre les deux termes est de 150°, mais elle commence à celui de l'eau bouillante qui est le 0 de l'échelle, et les degrés y vont en augmentant vers le point de refroidissement qui en est le 150.e [2].

Exceptions aux lois de la dilatation.

9. Après avoir considéré les phénomènes, et les lois de la dilatation, autant qu'ils nous sont connus, il convient de parler des exceptions que présente cet effet général de la chaleur, c'est-à-dire des cas où la dilatation produite ne résulte pas d'une augmentation, mais bien d'une diminution de température. Ces exceptions peuvent être divisées en deux classes. Dans la première on comprend certains corps

De deux sortes.

liquides qui ont un *maximum* de densité correspondant à une certaine température, et qui, étant chauffés ou refroidis, à partir de ce point, éprouvent, dans l'un et l'autre cas, une dilatation ou une augmentation de volume. On rangera dans la seconde classe ceux des liquides qui devenant soudainement solides, par l'abaissement de leur température à un certain degré, acquièrent par cette solidification un accroissement de volume.

1. Maximum de densité de l'eau à + 4° 44 cent.

10. L'eau fournit un exemple remarquable d'exception de la première classe de corps. Ce liquide est à son *maximum* de densité à la température de 4°.44, au-dessus de zéro de l'échelle centigrade; s'il est refroidi au-dessous de ce terme, il se dilate à mesure que sa température diminue; s'il est chauffé au-delà, son volume s'accroît de la même manière, comme sa température augmente. Ainsi la chaleur produit

---

[1] Par conséquent $180° F = 80 R$, ou $9 F = 4 R$; donc $F = \frac{9R}{4} + 32$.

[2] Ainsi $180 F = 150° D$, ou $6 F = 5 D$. Pour réduire les degrés du thermomètre de Delisle au-dessous du terme de l'eau bouillante à ceux de Fahrenheit, on aura $F = 212 - \frac{6D}{5}$ et pour réduire ceux au-dessus $F = 212 + \frac{6D}{6}$.

deux effets opposés sur l'eau, selon la température de ce liquide : celui de la contraction, ou de la diminution de son volume, à la température de + 4°.44 centig. jusqu'à zéro et au-dessous, et celui de sa dilatation à partir de + 4°.44 jusqu'à 100° centig. et au-dessus. Telle est l'opinion actuellement presque généralement admise, et considérée comme étant le résultat des expériences les plus exactes.

Les faits qui amenèrent à cette conclusion furent observés pour la première fois par les académiciens de Florence, dont les expériences ont été publiées dans les transactions philosophiques pour 1670 [1]. Après avoir rempli d'eau un globe de verre terminé par un col étroit et gradué, ils le placèrent dans un mélange de neige et de muriate de soude. Au moment où le globe toucha le mélange, l'eau s'éleva un peu dans le col à raison de la construction du vaisseau, puis elle redescendit lentement à mesure qu'elle fut affectée par le froid; mais au bout d'un certain temps, elle commença à s'élever de nouveau, et continua ainsi d'une manière lente et uniforme, jusqu'à ce qu'une portion eût été convertie en glace. Alors elle monta tout-à-coup avec un mouvement des plus rapides. Le docteur Croune attira bientôt après l'attention de la Société royale sur cette circonstance particulière de dilatation, en lui faisant part, en 1683, des résultats d'une expérience analogue à celle des académiciens de Florence, qu'il avait faite, et de laquelle il tirait la conclusion, que l'eau commence à se dilater par le froid à un certain degré de température au-dessus de celui de sa congélation. Le docteur Hooke objecta à cette conclusion que la dilatation n'était qu'apparente, et qu'elle n'était due qu'à l'excès de la contraction du vaisseau sur celle de l'eau qu'il contenait. D'après cette observation, on répéta l'expérience en refroidissant le vase dans un mélange frigorifique, avant de le remplir d'eau. Cette précaution ne changea rien à l'effet, qui fut absolument le même que celui précédemment obtenu [2]. Par ses recherches sur cette propriété de l'eau, M. Deluc est le premier qui essaya de déterminer le degré exact de température auquel la dilatation de ce liquide par

Histoire de cette découverte.

[1] Phil. Trans. n.° 66, ou vol. V, p. 2020. Abrégé. I, 540.

[2] Birche's Hist. of the royal Society. IV, 253.

le froid commence à avoir lieu. Il plaça ce terme à 5° centigr. au-dessus de zéro, et il estima, qu'à partir de ce point, la dilatation est à-peu-près égale pour le même nombre de degrés d'élévation ou de diminution de température, et qu'ainsi la densité de ce liquide est la même à la température de zéro, et à celle de 10° centigr. au-dessus. M. Deluc, qui employait, pour thermomètres, des tubes de verre, avait négligé, dans ses expériences, de tenir compte de la contraction dont ce corps est susceptible; mais, dans une suite d'expériences faites en 1790, par Charles Blagden et par M. Gilpin, cette correction ne fut point oubliée. Pour déterminer avec précision la pesanteur spécifique de l'eau, ils la pesèrent exactement dans une bouteille de verre, à chaque degré de température de zéro à 100° centigr.; ils en établirent ainsi le maximum de densité à environ 4° centigr. au-dessus de zéro, et ils reconnurent que cette densité diminuait à-peu-près également par un même changement de température au-dessus ou au-dessous de ce terme. La table qui suit indique le volume de l'eau, correspondant, d'après leurs expériences, aux degrés de température au-dessus et au-dessous de 4° centigr *.

Marche de la dilatation.

PESANTEUR spécifique.	VOLUME de l'eau.	TEMPÉRATURE Echelle centigrade.		VOLUME de l'eau.	PESANTEUR spécifique.
	1,00000		+ 4°	1,00000	
1,00090	00	3°,33	4°,44	00	1,00000
0,99999	01	2°,77	5°, »	01	0,99999
0,99998	02	2°,22	5°,55	02	0,99998
0,99996	04	1°,66	6°,11	04	0,99996
0,99994	06	1°,11	6°,66	06	0,99994
0,99991	08	0°,55	7°,22	08	0,99991
0,99988	12	0°	7°,77	12	0,99899

M. Dalton obtint à-peu-près le même résultat que Deluc, d'une suite d'expériences qu'il fit sur le même sujet, et qu'il

* Phil. Trans. 1792, p. 428.

publia en 1802. Il trouva, mais sans aucune correction relative à la contraction du verre, que le maximum de densité était à 5°.83 centig. au-dessus de zéro, et il reconnut, ainsi que l'avait déjà observé Bladgen, qu'à partir de ce point maximum, la variation d'un même nombre de degrés, en augmentation ou en diminution de température, produit la même altération dans le volume de l'eau, et que ce liquide continue à se dilater, à quelque degré que, par un refroidissement lent et exempt de toute agitation, sa température puisse être abaissée au-dessous du terme de sa congélation, sans qu'elle ait lieu [1].

Jusque-là toutes ces expériences avaient été faites avec des vaisseaux de verre; mais lorsqu'on s'occupa en France d'une nouvelle fixation des poids et mesures, M. Lefebvre-Gineau trouva, dans son travail à ce sujet, l'occasion de vérifier et d'examiner de diverses manières cette singulière propriété de l'eau. On avait adopté pour l'unité de poids, un volume d'eau déterminé, à une température donnée. Pour l'obtenir, on fit construire un cylindre de cuivre d'environ 244 millim. de long, sur autant de diamètre, dont le volume fut mesuré avec la plus grande exactitude possible. Ce cylindre fut pesé dans de l'eau de températures différentes; on obtint ainsi le poids d'une quantité d'eau égale au volume du cylindre, et ce poids, rectifié, d'après l'altération du volume du cylindre lui-même, par l'effet de la chaleur ou du froid, donnait la densité de l'eau à la température à laquelle l'expérience se faisait. Les résultats de ces expériences, faites en 1795, prouvèrent que l'eau augmentait constamment de densité, jusqu'à la température de 4°.44 centigr. au-dessus de zéro, et que cette densité diminuait de même au-dessous de ce terme [2]. Haellstroem a fait depuis des expériences semblables, mais en substituant un cylindre de verre à celui de métal, et en faisant les corrections nécessaires; les résultats en ont été les mêmes [3].

Plus récemment encore, le docteur Hope a publié une suite d'expériences sur le même sujet; et quoiqu'il ait opéré d'une manière différente, en se servant de vases cylin-

---

[1] Manchester. Mém. V, 374.

[2] Journ. de Phys. XLIX, 271; et Traité de Physique de Haüy. I, 55 et 181.

[3] Gilbert's Annalen der Physik. XVII, 107.

driques de verre, remplis d'eau à différentes températures, dans lesquels étaient placés des thermomètres à la surface et au fond du liquide, il n'en obtint pas moins les mêmes résultats suivans :

1. Lorsque le vase rempli d'eau à zéro centig. restait librement exposé à l'air d'une chambre dont la température était de 16° centig., le thermomètre placé au fond du vase, montait jusqu'à ce que la température de l'eau s'y fût élevée de zéro à 3°.33 centig., alors il devenait stationnaire, et c'était dans celui placé à la surface que l'ascension avait lieu. Ces effets étaient exactement inverses lorsque le même cylindre, rempli d'eau à la température de 12° centig., était placé dans un autre vaisseau plus grand, contenant de l'eau à la température de zéro. Car dans ce cas, le thermomètre supérieur montait jusqu'à ce que l'eau du cylindre fût refroidie à 4°.44 centig.; à cette température acquise il s'arrêtait, et c'était alors le thermomètre inférieur qui s'élevait. M. Hope concluait de ces expériences, que de l'eau à zéro, chauffée jusqu'à 4°.44 centig. au-dessus, descend vers le fond du vase, et que chauffée au-delà de ce terme, elle s'élève vers la surface et *vice versâ*.

2. En appliquant un mélange frigorifique à la partie supérieure du cylindre de verre, placé dans un air à la température de + 5° centig., et en continuant même l'expérience pendant plusieurs jours, le thermomètre inférieur ne s'abaissa jamais au-dessous de 4° centig.; mais lorsque le mélange frigorifique fut appliqué à la partie inférieure du cylindre, le thermomètre supérieur descendit à 1° centigr., aussi promptement que le thermomètre inférieur; d'où il résultait que l'eau refroidie au-dessous de 4° centig., s'élève au-lieu de descendre.

3. Lorsque le cylindre, rempli d'eau à zéro, était embrassé dans son milieu seulement, par un bassin contenant de l'eau chaude, le thermomètre inférieur montait à 4° centig., avant que l'autre fût affecté; mais lorsque l'eau dans le cylindre étant à 4° centig, on substitua un mélange frigorifique à l'eau chaude que contenait le bassin, le thermomètre supérieur descendit à 1°.11 centig., avant que celui inférieur fût affecté *. Le comte de Rumford s'est

* Edimb. trans. v. VI. Le Mémoire fut publié avant octob. 1804.

occupé, avec sa sagacité ordinaire, d'une suite d'expériences à-peu-près semblables à celles du docteur Hope, et dont il a obtenu les mêmes résultats. Comme elles sont d'une date postérieure, et qu'elles n'ajoutent rien aux faits ci-dessus établis*, nous croyons devoir nous borner à observer qu'elles se trouvent d'accord avec celles du docteur Hope, dans la détermination du maximum de la densité de l'eau entre 4° et 4°.44 centig. au-dessus de zéro.

Telles sont les expériences au moyen desquelles on s'est cru fondé à reconnaître cette singularité remarquable dans la constitution de l'eau, et leurs résultats semblent la prouver. Le terme moyen de ceux obtenus dans toutes ces expériences établit le maximum de la densité de l'eau à 4°.34 centig.; on peut donc, sans risquer de faire erreur, le fixer à 4°.44 centig. au-dessus de zéro, terme que les physiciens français ont choisi, lorsqu'ils ont déterminé leur nouvel étalon des poids et mesures.

11. Les corps qui se dilatent, lorsque, de liquides qu'ils étaient, ils deviennent solides par l'abaissement de température, forment une classe très-nombreuse. L'eau n'est pas le seul de ces corps dont la dilatation ait lieu, lorsqu'elle passe à l'état de glace. Cette propriété est commune à tous ceux qui prennent, par le refroidissement, la forme de cristaux. Beaucoup de liquides se dilatent en cristallisant.

La force prodigieuse de la dilatation de l'eau dans l'acte de sa congélation, a été, depuis long-temps, connue des physiciens. Des bouteilles de verre remplies d'eau sont ordinairement brisées par la conversion de cette eau en glace. Les académiciens de Florence firent crever un globe creux de laiton de 25 millim. de diamètre, en le remplissant d'eau qu'ils firent geler. La force nécessaire pour produire cet effet a été calculée par Muschenbroeck à 12564 kilogrammes; mais il n'y a pas eu, sur la force expansive de l'eau qui se congèle, d'expériences dont la série soit plus complète que celles faites par le major Williams à Québec, publiées dans le second volume des Transactions d'Edimbourg. On a attribué cette expansion de l'eau à la tendance qu'on a remarqué que ses molécules avaient, lorsqu'elle se solidifiait, à s'arranger dans un ordre déterminé, de manière Dilatation de la glace.

* Nicholson's Jour. XI, 228. Août 1805.

à former des cristaux prismatiques, qui se croisaient à angles de 60 et 120 degrés. La force avec laquelle ces molécules prennent d'elles-mêmes ces situations régulières, doit être énorme, puisque de petites quantités suffisent pour opérer de si grands effets de pressions mécaniques. J'ai essayé, par différens moyens, de déterminer la pesanteur spécifique de la glace à zéro centig.; celui qui m'a le mieux réussi consistait à étendre de l'alcool avec de l'eau, jusqu'à ce qu'en y plaçant une masse solide de glace, elle pût rester maintenue dans une partie quelconque du liquide, sans descendre ni monter. Je trouvai que la pesanteur spécifique du liquide, dans cet état, était de 0.92. C'est, par conséquent, celle de la glace, en supposant la pesanteur spécifique de l'eau à 16° centig. = 1. Cette dilatation est beaucoup plus grande que celle de l'eau chauffée à 100° centig. Il s'ensuit que l'eau, en se convertissant en glace, loin de se dilater uniformément, subit très-rapidement, par ce changement d'état, une augmentation considérable dans son volume.

On a observé que la même dilatation avait lieu pendant la cristallisation du plus grand nombre des sels, de tous ceux au moins qui prennent, en cristallisant, la forme prismatique; et c'est la raison pour laquelle les vaisseaux de verre qui contiennent ces dissolutions salines, se brisent ordinairement lorsque la cristallisation y a lieu. Vauquelin a publié un grand nombre d'expériences sur ce sujet [1].

Réaumur est le premier qui ait reconnu dans certains métaux, la propriété de se dilater, lorsqu'ayant été rendus liquides, ils redeviennent solides. De toutes les substances métalliques qu'il essaya dans ses recherches sur ce sujet, il n'en a trouvé que trois, *la fonte de fer*, *le bismuth*, et *l'antimoine* [2], qui fussent susceptibles de dilatation dans cette circonstance, tandis qu'elle produisait sur tous les autres l'effet contraire de la contraction. C'est à cet effet de dilatation qu'est due la précision avec laquelle la fonte de fer prend l'empreinte du moule.

La dilatation, dans ces trois métaux, ne peut être considérée comme une exception au fait général de l'augmentation

[1] Ann. de Chim. XIV, 286.
[2] Mém. par. 1726, p. 273; Berthollet, *Statique chimique*. II, 348.

du volume des corps, par l'addition du calorique; car elle ne résulte pas de leur diminution de température, mais du nouvel arrangement de leurs molécules, qui accompagne ou constitue leur passage, de l'état de liquide à celui de solide.

Quelques corps se contractent en gelant.

12. On doit observer cependant que tous les corps ne se dilatent pas en devenant solides. Il en est un grand nombre qui diminuent de volume; et, dans ces corps, la diminution devient, dans la plupart des cas, plus considérable par la solidification. Lorsque les corps liquides, en se solidifiant, prennent la forme de cristaux prismatiques, leur volume augmente par ce changement d'état; mais il diminue lorsque leur solidification produit une masse irrégulière, dans laquelle on ne peut reconnaître aucune forme déterminée. L'eau, et tous les sels, fournissent des exemples de dilatation dans le premier cas de solidification; le suif, et les huiles, en présentent de contraction dans le second cas. Le changement d'état, dans ces derniers corps, ne s'opère pas instantanément comme dans l'eau et les sels : il n'a lieu que lentement et par degrés; ils deviennent visqueux, avant d'être entièrement solides. La plupart des huiles prennent, en se solidifiant, la forme de sphères régulières. Il en est de même du miel, et de quelques métaux, tels que le mercure, qui perdent, ainsi qu'il résulte des expériences de Cavendish et de Macnab, environ les 0.043 de leur volume dans l'acte de la solidification *. La dilatation de l'acide sulfurique, lorsqu'il se congèle, n'est pas sensible, ou, du moins elle ne change rien à son apparence. De l'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1.8 peut être refroidi dans les tubes de thermomètre jusqu'à 38° centigrades au-dessous de zéro avant qu'il se congèle; et pendant toute la durée de cet abaissement de température, il se contracte continuellement. A — 38° centigrades ou environ, il se gèle; mais son apparence en est si peu altérée, que je n'ai pu m'assurer moi-même s'il était alors liquide ou gelé, qu'en brisant le tube; il était parfaitement solide, mais sans aucune apparence de cristallisation. D'un autre côté, la fonte de fer se dilate dans l'acte de sa congélation.

* Phil. Trans. 1783, p. 23.

II. *Changemens dans l'état des corps.*

Tous les corps de la nature, autant qu'ils nous sont connus, s'y rencontrent dans l'un des trois états, de solides, de liquides, et de fluides élastiques ou vapeurs. On a reconnu que, dans un très-grand nombre de cas, la même substance est capable d'exister successivement dans chacun de ces états. Ainsi le soufre est habituellement un corps solide; mais lorsqu'il est chauffé à 103° centig., il est converti en un liquide; et à une température encore plus élevée, environ 299° centig., il prend la forme d'une vapeur élastique, d'un brun foncé. De même aussi l'eau est ordinairement liquide dans notre climat; mais lorsqu'elle est refroidie à zéro, elle devient un corps solide, et à 100° centig. au-dessus de ce terme, elle se convertit en un fluide élastique.

Les corps changent d'état par le calorique.

Tous les corps solides, à l'exception d'un très-petit nombre, peuvent être changés en liquides, lorsqu'ils sont convenablement chauffés; de même que chaque liquide peut être rendu corps solide, par son exposition à un degré de froid suffisant. On peut, en les chauffant, faire passer tous les corps liquides à l'état de fluides élastiques, et beaucoup de corps solides sont susceptibles du même changement. Enfin, parmi les fluides élastiques, il en est un assez grand nombre que, par le froid, on parvient à condenser en liquides ou en solides. De tous ces faits, les physiciens ont tiré la conclusion générale: « Que tous les corps seraient solides, s'ils étaient placés » dans une température suffisamment basse; que tous les » solides deviendraient liquides, s'ils étaient convenable- » ment chauffés, et que tous les liquides exposés à une » certaine température seraient transformés en fluides élas- » tiques ». Ainsi donc, l'état des corps dépend de la température dans laquelle ils se trouvent placés. Dans les températures les plus basses, ils sont tous solides; dans des températures plus hautes, ils sont convertis en liquides; et, dans les températures les plus élevées, ils deviennent tous fluides élastiques. Les températures particulières, d'où résultent ces divers changemens d'état dans les corps, sont excessivement variables, mais elles sont toujours constantes pour les mêmes corps. Ainsi nous voyons que le calorique agit sur les corps, en les convertissant tous, d'abord en liquides, et ensuite en fluides élastiques.

1. La conversion, par l'effet du calorique, des corps solides en liquides, s'opère, dans quelques cas, tout d'un temps, et sans aucun intervalle entre la solidité et la fluidité; mais dans d'autres circonstances, elle n'a lieu que graduellement. Le solide devient d'abord mou, et il passe lentement par tous les degrés d'amollissement, jusqu'à ce qu'il devienne à la fin parfaitement fluide. La conversion de la glace en eau est un exemple de changement, dans le premier cas; car, à l'égard de cette substance, il n'existe pas d'état intermédiaire entre la solidité et la fluidité. La fusion du verre, de la cire, et du suif, fournissent des exemples de changemens, dans le second cas; car ces corps passent par chaque degré possible de mollesse, avant de finir par être entièrement liquides. En général, tous ceux des corps solides susceptibles de cristalliser, ou de prendre la forme prismatique régulière, passent sans intervalle de cet état à celui de fluidité; tandis que ceux qui n'affectent pas ordinairement ces figures, ont la propriété d'apparaître successivement dans tous les états intermédiaires entre ceux de la solidité, et de la liquidité parfaite.

Conversion des solides en liquides.

Instantanée ou lente.

1. Les corps solides ne commencent jamais à devenir liquides que lorsqu'ils sont chauffés à une certaine température, et cette température est constante pour tous. Elle est déterminée, et bien connue pour la classe de ces corps dont le changement d'état se fait sans intervalle; et quoiqu'à l'égard des autres, elle soit également constante, il n'est pas possible de l'évaluer avec la même précision, à raison du nombre infini de nuances d'amollissement que ces corps éprouvent avant d'arriver à leur plus grand état de fluidité. Mais dans ces corps on peut aisément s'assurer que la même température produit toujours le même degré de fluidité. Les températures auxquelles ce changement de la solidité à la fluidité a lieu, sont indiquées sous diverses dénominations, suivant l'état ordinaire du corps qui l'éprouve. Lorsqu'un corps est habituellement à l'état liquide, on appelle la température à laquelle il prend la forme d'un solide, son *point* ou son terme de *congélation*. Ainsi, on donne ce nom à la température à laquelle l'eau devient glace. D'un autre côté, on désigne par *point*, ou *terme de fusion*, la température qu'exige un corps, ordinairement à l'état solide, pour sa liquéfaction;

A lieu à une température particulière.

ainsi, 103° centigrades est le terme de fusion du soufre, et 228° centig. celui de l'étain.

2. On trouvera dans la table suivante l'indication des termes de fusion d'un grand nombre de corps solides.

Table des termes de fusion.

Substances.	Points de fusion.	Substances.	Points de fusion.
	centigr.		centigr.
Plomb.	+ 322°	Glace.	0°
Bismuth. . . .	247	Lait.	— 1
Etain.	228	Vinaigre.	— 2
Soufre.	103	Sang.	— 4
Cire [1].	61	Huile de bergamote	— 5
Blanc de baleine.	44	Vins.	— 7
Phosphore. . .	42	Huile de thérébenthine.	— 10
Suif.	33	Mercure.	— 40
Huile d'anis. .	10	Ammoniac liquide.	— 43
Huile d'olive..	2	Ether.	— 43

L'eau peut être refroidie au-dessous de son terme de congélation.

3. Quoique le terme de la congélation de l'eau soit à zéro centig., on peut néanmoins, dans des circonstances favorables, la refroidir de beaucoup au-dessous de ce point, avant qu'elle commence à former des cristaux. Mairan et Fahrenheit ont fait des expériences sur ce sujet; mais les recherches de Charles Blagden sont ce qu'il y a de plus complet à cet égard. En exposant de l'eau à l'action lente de mélanges frigorifiques, il parvint à en abaisser la température à — 6° environ, avant qu'elle se gelât. Le meilleur moyen à employer pour le succès de cette expérience, est de purger d'air l'eau qui y est soumise. Il est nécessaire aussi qu'elle soit transparente, car les corps opaques qui y seraient flottans, suffiraient pour la faire cristalliser à quelques degrés seulement au-dessous de zéro centigr. Lorsqu'on met un morceau de glace dans de l'eau ainsi refroidie, il en opère instantanément la formation en cristaux. On produit le même effet en imprimant un mouvement léger dans le liquide, ce qui n'a pas lieu en le remuant fortement. Enfin, l'eau se congèle lorsqu'elle est trop subitement refroidie au-dessous de zéro centigr [2].

[1] La cire blanche, 68° centigr Nicholson.
[2] Blagden. Phil. Trans. 1788, p. 125.

4. On sait que l'eau qui tient des sels en dissolution, comme l'eau de la mer, par exemple, se congèle, dans presque tous les cas, beaucoup moins promptement que l'eau pure, et que, par conséquent, son point de congélation est plus bas. On a formé la table suivante des résultats qu'obtint Charles Blagden, des nombreuses expériences qu'il fit sur des dissolutions salines, afin d'en connaître les différens points de congélation. La première colonne contient les noms des sels; la deuxième, la quantité en poids du sel dissous dans cent parties d'eau, et la troisième, le terme de congélation de la dissolution *.

Terme de congélation des dissolutions salines.

Noms des sels.	Proportion.	Points de congélation.
		Ech. centigr.
Hydrochlorate de soude. .	23	— 16°
Hydrochlorate d'ammoniaq.	25	— 13
Tartrate de potasse et de soude.	30	— 6
Sulfate de magnésie. . . .	41.6	— 4
Nitrate de potasse. . . .	12.5	— 3
Sulfate de fer.	41.6	— 2
Sulfate de zinc.	53.3	— 2

On voit, par cette table, que c'est l'hydrochlorate de soude qui a le plus d'efficacité pour l'abaissement du point de la congélation de l'eau. Ces dissolutions peuvent, ainsi que l'eau pure, être refroidies de beaucoup au-dessous de leurs points respectifs de congélation, sans devenir solides, et dans ce cas, leur congélation est produite par les mêmes moyens que dans l'eau pure, quoique plus lentement.

Lorsque la proportion du même sel tenu en dissolution dans l'eau, varie, l'abaissement de son point de congélation est toujours proportionnel à la quantité que cette eau en contient; c'est ce que prouvent les expériences de Charles Blagden. Si, par exemple, l'addition de 0.1 du sel dissous dans l'eau augmente l'abaissement de son point de congélation de 6° centigrades, cet abaissement sera de 12° centigrades.

* Phil. Trans. 1788, p. 277.

pour 0.2 du sel. Il s'ensuit, qu'en connaissant, par la table ci-contre, l'effet produit par une proportion donnée d'un sel, on évaluera facilement celui qui résulterait de toute autre quantité. On a établi dans la table qui suit les points de congélation de dissolutions d'hydrochlorate de soude contenant des quantités différentes de ce sel dans 100 parties d'eau, trouvés d'après les expériences de Charles Blagden, et les les mêmes points calculés dans la supposition que l'effet est proportionnel à la quantité du sel.

Quantité du Sel dans 100 parties d'eau.	Point de congélation d'après l'expérience.	Point de congélation d'après le calcul.
	Ech. cent.	Ech. centigr.
3.12	— 2°22	— 1°94
4.16	— 2.50	— 2.61
6.25	— 3.61	— 3.88
10.00	— 5.83	— 6.25
12.80	— 7.50	— 8.00
16.10	— 10.27	— 10
20	— 12.50	— 12.33
22.20	— 13.77	— 13.88
25	— 16°	— 16°

Terme de congélation des acides forts.

5. M. Cavendish a reconnu, d'après les expériences de Macnab, que les acides forts, tels que les acides sulfurique et nitrique, qui sont en réalité des composés contenant différentes proportions d'eau, selon leur degré de force, varient, d'une manière remarquable dans leur congélation, suivant les circonstances. Celles dont on va faire mention sont les points les plus importans qui aient été observés, relativement à la congélation de ces corps.

Lorsque ces acides, étendus d'eau, sont exposés au froid, la portion la plus faible se congèle, tandis que la plus forte reste liquide; de manière que par l'action du froid, ces acides sont séparés en deux portions qui diffèrent beaucoup dans leur degré de force. Cet effet a été désigné par M. Cavendish, sous le nom de congélation *aqueuse* de ces corps.

Lorsque ces acides sont très-étendus, le mélange exposé au froid éprouve en totalité la congélation *aqueuse ;* et dans ce cas, il paraît, par les expériences de Blagden, que le point de la congélation de l'eau qu'on mêle avec un acide, est abaissé dans une proportion beaucoup plus grande que celle de l'augmentation de la quantité d'acide. On verra dans la table ci-dessous quels sont les points de congélation de divers mélanges en poids d'acide sulfurique de 1,837 de pesanteur spécifique, à la température de 15° centigrades, et d'acide nitrique, de la densité de 1,454, avec 100 parties d'eau.

Acide sulfurique.		Acide nitrique.	
Proportion de l'acide.	Point de congélation.	Proportion de l'acide.	Point de congélation.
	Ech. cent.		Ech. cent.
10	— 4°	10	— 6°
20	— 11	20	— 12
25	— 14	23.4	— 14 [1]

Les acides concentrés se congèlent aussi eux-mêmes à un degré de froid suffisant; mais il est également, pour chacun d'eux, un degré particulier de force auquel cet effet a le plus rapidement lieu, et l'application du froid doit être proportionnelle à la plus ou moins grande force de l'acide. La table suivante, calculée par M. Cavendish, d'après les expériences de Macnab, indique les points de congélation de l'acide nitrique de divers degrés de force [2].

[1] Phil. Trans. 1788, p. 308.

[2] La force est évaluée par la quantité de carbonate de chaux (marbre) nécessaire pour saturer 100 parties de l'acide. Phil. Trans. 1788, p. 174.

Force de l'acide.	Point de congélation.	Différence.	Force de l'acide.	Point de congélation.	Différence.
	Centigr.	Centigr.		Centigr.	Centigr.
568	— 43°	— 9°	418	— 49°	— 1°
538	— 34	— 6	388	— 20	— 3
508	— 28	— 5	358	— 23	— 5
478	— 23	— 3	328	— 28	— 5
448	— 20	— 1	298	— 33	»

La table qui suit présente les points de congélation de l'acide sulfurique de divers degrés de force *.

Degrés de force.	Point de congélation.
977.	— 17°
918.	— 32
846.	— 6
1758.	— 43

M. Keir avait précédemment reconnu que l'acide sulfurique de 1,780 de pesanteur spécifique, à la température de 16° centigrades, est celui qui se gèle par le plus petit degré de froid, ce qui s'accorde avec les expériences de Cavendish, qui annonça que l'acide sulfurique de cette pesanteur spécifique avait un degré de force de 848. On voit, par la table qui précède, que si c'est à ce degré de force que la congélation s'opère le plus facilement, il est, à un degré de force supérieur où elle a plus difficilement lieu, un terme au-delà duquel l'accroissement dans le degré de force commence de nouveau à apporter de la diminution dans le degré de froid nécessaire pour produire la congélation.

Opinion de Black.

6. Avant l'époque où le docteur Black commença à donner ses leçons de chimie, à Glasgow, en 1757, on supposait généralement que les solides, une fois parvenus à la température de leur point de fusion, étaient convertis en liquides par l'addition d'une petite quantité de calorique, et

* Phil. Trans. 1788, p. 174.

qu'alors aussi ils redevenaient solides par une très-petite diminution du calorique qui leur avait été nécessaire pour les amener à cette température. En examinant avec attention les phénomènes de la liquéfaction et de la solidification, le docteur Black eut lieu de se convaincre que les opinions reçues ne s'accordaient point avec ce qui se passait dans ces circonstances. Ses expériences lui en fournirent une explication plus exacte, et il s'en servit avantageusement comme de preuves à l'appui de la théorie qu'il établit à ce sujet, et dont il fit part, en avril 1762 *, à la société littéraire de Glasgow. Chaque année, depuis, il présenta dans ses leçons l'exposé de sa doctrine, sur cet objet important.

La fluidité est occasionnée par le calorique latent.

Suivant cette théorie, il entre dans le corps solide, au moment où il est converti en liquide, une quantité de calorique beaucoup plus considérable que celle rendue sensible immédiatement après, par le thermomètre. Cette grande quantité de calorique ne rend pas, en apparence, le corps plus chaud; mais il a fallu qu'il en ait été pénétré, pour être changé en un liquide, et cette grande addition de calorique est la cause principale et la plus immédiate de la fluidité produite. D'un autre côté, lorsqu'un corps liquide prend la forme d'un solide, il abandonne une très-grande quantité de calorique sans que sa température en soit sensiblement diminuée, et cependant il ne peut reprendre l'état de solidité que par cette grande soustraction de calorique. En d'autres termes, toutes les fois qu'un corps passe de l'état de solide à celui de liquide, il se combine avec une certaine dose de calorique, qui ne produit aucune augmentation dans sa température; et c'est cette dose de calorique qui occasionne le changement. Lorsque ce liquide passe de nouveau à l'état de solide, il abandonne la dose de calorique avec laquelle il s'était combiné, sans qu'il en résulte aucune diminution dans sa température; et c'est à raison de cette soustraction que le changement s'opère. Ainsi, la combinaison d'une certaine dose de calorique avec la glace, la fait devenir eau, et la soustraction d'une certaine quantité de calorique de l'eau la met à l'état de glace. L'eau est donc un composé de glace et de calorique; et en général, tous les fluides sont

* Black's *Lectures*. Préface, p. 38.

des combinaisons des solides, dans lesquels ils peuvent être convertis par l'application du froid, avec une certaine dose de calorique.

Telle est l'opinion qu'émit, dès 1762, le docteur Black, sur la cause de la fluidité. Il en établit la vérité par les expériences suivantes.

Prouvée par expérience.

1.° Si l'on met dans une chambre chaude un bloc de glace à la température de 5°,5o centigrades au-dessous de zéro, cette température s'élèvera très-promptement à zéro. La glace commencera alors à fondre, mais d'une manière très-lente, et plusieurs heures s'écouleront avant qu'elle soit fondue en totalité. Pendant tout ce temps, sa température continuera d'être à zéro; et cependant comme elle est constamment environnée d'un air chaud, on a tout lieu de croire que le calorique y entre continuellement. Or, comme le thermomètre n'en indique aucune augmentation, que devient-il s'il ne se combine pas avec la portion qui se convertit en eau, et s'il n'est pas la cause qui produit cette fonte de la glace?

Le docteur Black prit deux globes minces de verre d'un décimètre de diamètre, et de poids à-peu-près égaux. Il les remplit d'eau l'un et l'autre. Celle contenue dans l'un de ces globes fut gelée en une masse solide de glace; l'eau dans l'autre globe fut refroidie à 0,55 centigrades au dessus de zéro. Ces deux globes furent alors suspendus à une certaine distance de tous autres corps, dans une vaste chambre, dont la température était d'environ 8° centigrades au-dessus de zéro. Dans le globe dont l'eau n'avait été que refroidie, le thermomètre s'éleva, dans une demi-heure, de 0°,55 à 4°,44 centigrades, et monta par conséquent de 3°,89 centigrades. La glace, dans l'autre globe, était d'abord de 2° à 3° centigrades plus froide que la neige fondante; mais lorsqu'on y eut appliqué le thermomètre, il s'arrêta au bout de quelques minutes à zéro. On prit note de l'instant où le globe avait atteint cette température, et il fut laissé dans le plus parfait repos pendant dix heures et demie. Au bout de ce temps, la glace était fondue en totalité, à l'exception d'une très-petite masse spongieuse qui flottait à la partie supérieure, et qui disparut dans quelques minutes. La température de cette eau provenant de la glace fondue était de 4°,44 centigrades au-dessus de zéro.

Ainsi, la fonte de la glace exigea dix heures et demie

de temps, et la température de l'eau produite n'était que de 4°,44 centigrades. Durant tout ce temps néanmoins, cette masse de glace avait dû recevoir le calorique avec la même rapidité que l'eau refroidie de l'autre globe avait reçu le sien pendant la première demi-heure, et par conséquent 21 fois autant, ce qui aurait dû produire une élévation du thermomètre de 21 fois 3°,89, ou 81°,69 centigrades; mais sa température n'était que de 4°,44 centig.; il y en eut donc 77°,25 d'absorbés par la glace fondante, et tout ce calorique, dont la présence n'était point indiquée par le thermomètre, demeura célé dans l'eau provenant de la glace convertie en ce liquide *.

Que le calorique soit réellement entré dans la glace, c'est ce dont il est facile de s'assurer en tenant la main ou un thermomètre placé au-dessous du vase qui la contient : on sentira un courant d'air froid qui en descend pendant tout le temps que la glace fond.

On objectera peut-être que le calorique, qui entre ainsi dans la glace, n'y reste pas, mais qu'il est entièrement détruit. On répond à cette observation par l'expérience suivante.

2°. Si dans un air à la température de 5°,5o centigrades au-dessous de zéro, on expose deux vases, l'un rempli d'eau pure, l'autre d'eau salée, à la même température de 1°o cent. au-dessus de zéro, et que dans chacun d'eux on place un thermomètre, on verra que les liqueurs de ces vases perdront graduellement leur calorique jusqu'à ce que les thermomètres soient descendus à zéro; mais à ce terme, l'eau salée (qui ne se gèle qu'à environ — 16° centig.) continuera à se refroidir sans interruption, et arrivera par degrés à — 5°,5o centigrades, température de l'air, tandis que celle de l'eau pure reste stationnaire à zéro. Cette eau se gèle; mais très-lentement, et pendant tout ce temps, sa température est zéro. Or, comment se pourrait-il que l'un des liquides refusât tout-à-coup de donner son calorique, lorsque l'autre l'abandonne? N'est-il pas beaucoup plus probable que l'eau, à mesure qu'elle se gèle, laisse échapper par degrés le calorique qu'elle avait absorbé dans l'acte de la liquéfaction, et que c'est ce dégagement de calorique qui en maintient la température à

* Black's *Lectures*. I, 120.

zéro. Nous pouvons facilement nous convaincre nous-mêmes que l'eau, pendant qu'elle se gèle, partage constamment son calorique avec l'air environnant, en suspendant au-dessus d'elle un thermomètre sensible. On verra que ce thermomètre est continuellement affecté par un courant d'air ascendant, moins froid que l'air environnant *. L'expérience suivante, que Fahrenheit a faite le premier, et qui depuis a été souvent répétée par le docteur Black et autres, prouve d'une manière palpable qu'il y a réellement émission de calorique pendant la congélation de l'eau.

3.° Si dans un air à — 5°,5o centigr. on expose de l'eau dans un grand verre à bierre, dans lequel est placé un thermomètre, et qu'on le couvre, l'eau refroidit par degrés jusqu'à ce terme sans se geler. Elle est donc alors à une température de 5°,5o centigrades plus basse que celle de son terme ordinaire de congélation. Mais, si dans cet état, on secoue l'eau, il s'en gèle à l'instant une portion en une masse spongieuse, et la température du tout s'élève aussitôt à zéro, point de congélation; de manière que l'eau acquiert ainsi subitement 5°,5o centigrades de calorique. Or, d'où pourraient provenir ces 5°,5o, si ce n'est de la portion de l'eau qui s'est glacée? Il est donc évident que l'eau, dans l'acte de sa congélation, fournit du calorique.

J'ai cru pouvoir conclure, d'un grand nombre d'expériences que j'ai faites avec beaucoup de soin sur l'eau, dans ces circonstances, que la quantité de glace qui se forme subitement par l'agitation de l'eau, refroidie au-dessous de son point de congélation, est toujours en raison du degré de froid du liquide avant l'agitation; ainsi j'ai trouvé que lorsque l'eau est refroidie à — 5°,5o centigrades, il s'en gèle, par l'agitation, environ $\frac{1}{22}$ (terme moyen de plusieurs expériences). Si la température de l'eau, lorsqu'on l'agite, est de — 2°,75 centigrades, il se glace environ $\frac{1}{44}$ du tout. Je n'ai pu faire, à mon gré, des expériences satisfaisantes à des températures plus basses que celle de — 5°,5o centig., mais je conclus, par analogie, que par chaque quantité de 2°,75 centigrades d'abaissement de la température de l'eau au-dessous de zéro sans qu'elle se glace, il se gèle soudainement par l'agitation $\frac{1}{44}$ du liquide. Si donc il était

* Black's *Lectures*. I, 127.

possible de prolonger, sans congélation, cet abaissement de la température de l'eau jusqu'à 28 fois 2°,75 centig. au-dessous de zéro, elle se prendrait en totalité et instantanément en masse par l'agitation, et la température de la glace ainsi formée, serait de zéro. Or, si l'on fait attention que 28 × 2°,75 = 77° centigr., quantité presque précise du calorique qui, suivant les expériences du docteur Black, entre dans la glace pour la convertir en eau, il s'en suivra que, dans tous les cas, l'eau refroidie au-dessous de zéro perd une portion du calorique qui lui était nécessaire pour constituer son état de liquidité. A l'instant où cette eau est agitée, une portion du liquide se saisit de la quantité de calorique qui lui manque aux dépens d'une autre portion qui est ainsi convertie en glace. Lors donc que la température de l'eau est abaissée à — 5°,50 centigr., chacune de ses molécules manque de cette même quantité de 5°,50 centig. du calorique nécessaire à son maintien à l'état de liquidité. Treize parties de cette eau se saisissent chacune de 5°,50 centigrades de la quatorzième partie. Les treize parties acquièrent ainsi la température de zéro, et la quatorzième, privée de 13 × 5°,50 centigrades = 71°,50 de calorique et des 5°,50 centigrades qu'elle avait déjà de moins, se trouve en avoir perdu 77° centig., ou la totalité de celui qui lui est nécessaire pour la maintenir à l'état fluide, et par conséquent elle se convertit en glace.

4.° S'il était possible que ces expériences ne fussent pas considérées comme appuyant suffisamment la conclusion du docteur Black, celle qui suit, du même physicien, nous semble devoir établir de la manière la moins susceptible d'objection, la vérité de son opinion. Il mêle ensemble des quantités données de glace à zéro, et d'eau à 80° centig. de température. La glace fut fondue dans quelques secondes, et la température produite fut de 12° centigrades. La quantité de glace était de . . . . 119 part.

Celle de l'eau chaude, de. 135

Celle du mélange, de. 254

Le vaisseau de verre en représentait 16

Seize parties de verre produisent le même effet pour l'échauffement des corps froids que 8 parties d'eau également chaude; ainsi aux 16 parties représentées par le verre on peut substituer 8 parties d'eau, ce qui portera la quantité totale d'eau chaude à 143 parties.

Dans cette expérience, il y avait 88° centig. de calorique contenu dans l'eau chaude, à distribuer entre la glace et l'eau. Si ce partage avait eu lieu également, et que le tout fût ensuite devenu sensible au thermomètre, l'eau aurait retenu $\frac{143}{262}$ parties, ou les 0,546 de ce calorique, et la glace en aurait reçu $\frac{119}{262}$ parties, ou les 0,454; c'est-à-dire que l'eau aurait conservé 48° centig. de calorique, et que la glace en aurait reçu 40°, et la température après le mélange eût été de 40° centigrades. Cependant cette température ne se trouve être par expérience que de 12° centig. L'eau chaude a donc perdu 76° centig.; et la glace n'a reçu que 12° centig. Mais la perte de 10.° centig. de température dans l'eau, équivaut au gain de 12° centig. dans la glace; donc 88° — 10° = 78° de calorique entièrement disparu de l'eau chaude. Il faut donc que cette quantité soit entrée dans la glace, et qu'elle l'ait convertie en eau sans en élever la température[1].

Si l'on prend également une quantité quelconque de glace, ou, ce qui est la même chose, de neige à zéro, et qu'on la mêle avec son poids égal d'eau à 78° centig., la neige fond instantanément, et la température du mélange n'est qu'à zéro. Dans ce cas, l'eau est refroidie de 78 centig., tandis que la température de la neige n'a éprouvé aucune augmentation; de sorte que les 78° centig. de calorique ont disparu. Ce calorique a dû se combiner avec la neige. Mais il n'en a produit que la fonte, sans élévation dans sa température; il s'ensuit donc incontestablement, que la glace, en se convertissant en eau, absorbe le calorique et se combine avec lui.

Il est beaucoup plus difficile d'évaluer avec précision le nombre de degrés du calorique qui disparaît pendant la fonte de la glace. On en a établi différentes déterminations, savoir : Cavendish à 83°,33 centig.; Wilke à 72°,22 centigrades[2]; Black à 77°,77 centig.; et Lavoisier et Laplace à 75°. Le terme moyen de ces estimations diverses est à-peu-près de 77° centig.

Calorique latent de l'eau.

Ainsi donc l'eau, après qu'elle a été refroidie à zéro, ne peut pas se geler qu'elle n'ait abandonné 77° centigr. de

[1] Black's *Lectures*. I, 123.
[2] Phil. Trans. 1783, p. 313.

calorique; de même que la glace, après avoir été chauffée jusqu'à zéro, ne peut se fondre qu'après en avoir absorbé la même quantité de 77° centig.; et cette double condition est la cause de la lenteur avec laquelle ces changemens s'opèrent. On ne peut donc plus douter que la fluidité de l'eau ne soit due au calorique qu'elle contient; de même qu'il doit paraître constaté que la quantité de calorique nécessaire pour rendre la glace liquide, est de 77° centig.

Le docteur Black donna à cette quantité de calorique, qui occasionne la fluidité des corps solides en se combinant avec eux, le nom de *calorique latent*, parce que la présence n'en est point indiquée par le thermomètre. Cette dénomination est convenablement expressive; cependant d'autres savans ont préféré celle de *calorique de fluidité*.

Le docteur Black s'assura de plus, par expérience, que la fluidité de la cire fondue, du suif, du blanc de baleine, et des métaux, est due à la même cause. Landriani prouva que cette cause agit également à l'égard du soufre, de l'alun, du nitrate de potasse, et de plusieurs des métaux [1]; et il a été reconnu que toutes les substances examinées jusqu'à présent, éprouvaient, par cette cause, le même effet. On peut donc établir, comme loi générale, que toutes les fois qu'un solide est converti en un fluide, il se combine avec le calorique, et que c'est de cette combinaison que résulte sa fluidité.

7. Les seules expériences qui aient été jusqu'à présent publiées sur la détermination du calorique latent des corps, autres que l'eau, sont celles du docteur Irvine [2], et de son fils M. William Irvine [3]: on en trouvera les résultats dans la table suivante.

Calorique latent d'autres corps.

[1] Journal de Physique. XXV.
[2] Black's *Lectures*. I, 187.
[3] Nicholson's Jour. IX, 45.

CORPS.	CALORIQUE latent.	CALORIQUE réduit à la chaleur spécifique de l'eau.
	Echelle centig.	Centig.
Soufre.	80°	160°
Blanc de baleine. . .	81	»
Plomb.	90	3
Cire d'abeilles. . . .	98	»
Zinc.	274	27
Etain.	278	18
Bismuth.	306	15

Le calorique latent du blanc de baleine, de la cire, et de l'étain, fut déterminé par le docteur Irvine, et celui des autres substances par son fils. Ce calorique, dans la deuxième colonne, exprime le nombre de degrés dont il aurait fallu que la température de chaque corps, à l'exception du blanc de baleine et de la cire, eût été augmentée lorsqu'il était solide. A l'égard de ces deux dernières substances, le calorique, dans la colonne, indique l'accroissement de température qu'il aurait produit sur elles, tandis qu'elles étaient fluides.

Mollesse et ductilité dues à la même cause.

8. Il a été aussi rendu extrêmement probable, par les observations et les expériences du docteur Black, que l'état de mollesse des corps, qui sont rendus plastiques par l'application de la chaleur, est dû à une certaine quantité de calorique latent qui se combine avec eux ; c'est à la même cause encore qu'on doit attribuer la malléabilité et la ductilité des métaux; et c'est par cette raison qu'ils deviennent chauds et cassans, lorsqu'ils sont soumis à l'action du marteau.

II. La conversion des solides en liquides est donc occasionnée par la combinaison d'une certaine dose de calorique avec le solide; mais il est un autre changement d'état encore plus remarquable, que les corps sont susceptibles d'éprouver lorsqu'ils sont exposés à l'action de la chaleur. Presque tous les liquides, lorsque leur température est élevée convenablement, prennent par degrés la forme d'un fluide élastique, invisible comme l'air, et jouissant des mêmes propriétés mé-

chaniques. Ainsi l'eau, lorsqu'elle bout, est convertie en vapeur, fluide invisible, dont le volume est 1800 fois plus considérable que celui de l'eau, et qui est élastique comme l'air. Ces fluides conservent l'état d'élasticité aussi long-temps que leur température reste suffisamment élevée ; mais lorsqu'elle s'abaisse, ils perdent cette forme et redeviennent liquides. Tous les liquides, et même un grand nombre de solides sont capables d'éprouver ce changement, lorsqu'ils sont chauffés suffisamment.

Quelques corps deviennent vapeur à toutes températures ; d'autres n'en sont pas susceptibles.

2. Parmi les liquides, il en est quelques-uns qui se convertissent par degrés en fluides élastiques, à toute température quelconque, tandis que d'autres ne commencent à prendre cette forme que lorsqu'ils ont été chauffés à un certain point ; l'eau est bien connue pour être un exemple du premier cas. Si l'on examine avec soin l'eau dont est rempli un vase ouvert, on la voit diminuer chaque jour de volume, et à la fin disparaître totalement. Si l'expérience se faisait dans un vase assez grand, préalablement vidé d'air, on trouverait que l'eau remplirait le vase à l'état de vapeur invisible, à quelque température que le vase ait été exposé. L'alcool, l'éther, et les huiles volatiles, passent également à l'état de fluides élastiques à toutes les températures ; mais l'acide sulfurique et les huiles fixes ne commencent jamais à se former en vapeur, que lorsque leur température est parvenue à un certain degré d'élévation ; ces substances ne perdent sensiblement rien de leur poids dans des vaisseaux ouverts, et celui de l'acide sulfurique ne diminuerait pas, lors même qu'il serait tenu long-temps à la température de l'eau bouillante. La conversion des liquides en fluides élastiques à toutes les températures, s'appelle *évaporation spontanée*.

Explication de l'ébullition.

3. Toutes circonstances égales d'ailleurs, l'évaporation des liquides augmente à mesure que leur température s'accroît, et lorsqu'elle a été élevée à un certain degré, ils prennent la forme de fluides élastiques avec la plus grande rapidité. Si le calorique a été appliqué à la partie inférieure du vase qui contient le liquide, comme cela a lieu ordinairement, lorsqu'il a acquis cette température, ses molécules les plus voisines de la source du calorique sont converties les premières en un fluide élastique ; elles s'élèvent à travers le liquide sous la forme de bulles d'air, et y produisent une agitation violente qu'on nomme *ébullition*. Chaque liquide a

particulièrement un point déterminé auquel, toutes choses égales d'ailleurs, il commence à bouillir, et ce point est désigné comme étant celui de son ébullition. Ainsi l'eau commence à bouillir lorsqu'elle est chauffée à 100° centig. Il est remarquable que lorsqu'un liquide a commencé à bouillir, il ne s'échauffe jamais davantage à quelque forte chaleur qu'il soit exposé; elle n'opère alors d'autre effet que de le faire bouillir plus rapidement, mais elle n'en augmente pas la température. Ce fait fut observé, pour la première fois, par le docteur Hooke.

Termes d'ébullition.

4. On indique, dans la table suivante, le point d'ébullition d'un certain nombre de liquides, savoir :

CORPS.	TERME de l'ébullition.	CORPS.	TERME de l'ébullition.
	Echelle centig.		Centig.
Ether sulfurique.	+36°	Acide nitrique de	
Sulfure de carb.	47	p. sp. 1,54. . .	+79°
Ammoniaque. . .	60 [1]	Carbonate de pot.	127 [3]
Alcool.	78	Acide sulfurique de	
Eau.	100	1,849 de pés. spécif.	318 [1]
Hydrochlorate de		Phosphore. . . .	290
chaux.	129 [2]	Soufre.	299
Acide nitrique de		Huile de lin. . .	316
p. sp. 1,42. . .	120	Mercure. . . .	347

Varie avec la pression.

5. On a observé, en faisant des recherches sur le point de fusion des solides, qu'il est susceptible de varier considérablement par le changement de situation du corps. Ainsi l'eau peut être refroidie de beaucoup au-dessous de zéro sans se geler; le terme de l'ébullition est encore moins facile à déterminer, car il dépend entièrement du degré de pression auquel le liquide à mettre à l'état d'ébullition est

[1] Dalton.
[2] D'après mes essais.
[3] Et 138° centig., lorsque le carbonate est tellement concentré, qu'il est presqu'à l'état solide.

soumis. Il bout à une température plus basse si la pression est moindre, il lui en faut une plus élevée si la pression est plus forte. Il paraît, d'après les expériences du professeur Robison, que dans le vide, tous les liquides bouillent à une température inférieure de 69° centig. environ à celle qui leur est nécessaire à l'air libre, sous une pression de 760 milli. de mercure. Le terme de l'ébullition de l'eau dans le vide serait donc de 31°. centig., et celui de l'alcool de 9° centigrades. La température de l'eau peut être élevée dans le digesteur de Papin à 149°. centigrades, ou même à 204° sans qu'elle bouille; mais dès l'instant où cette grande pression cesse, son ébullition commence avec une violence prodigieuse.

L'élasticité des vapeurs augmente avec les températures.

6. L'élasticité de tous les fluides aériformes dans lesquels les liquides peuvent être convertis par l'application de la chaleur, augmente avec la température; et la vapeur, formée par l'ébullition des liquides à l'air libre, jouit d'une élasticité exactement égale à celle de l'air, et capable, par conséquent, de faire équilibre à une colonne de mercure de 760 millim. de hauteur. M. Dalton forma, des résultats de ses propres expériences, la table très-importante qui suit *, de l'élasticité de la vapeur de l'eau à toute température, depuis —40°, jusqu'à 162°.77 cent. Il s'assura, par expérience, de la mesure de cette élasticité à toutes les températures de zéro à 100°. centig.; il la calcula ensuite, pour celles au-dessus et au-dessous de ces termes, d'après la marche qu'il reconnut qu'elle observait, suivant la diminution ou l'augmentation de température.

* Manchester; *Mémoirs*. V, 559.

Table de l'élasticité de la vapeur.

Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.	Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.
—40°	— 40°	0.0122	9°.55	33°	0.1940
—34.44	— 30	0.0187	1.11	34	0.2006
—28.88	— 20	0.0281	1.66	35	0.2072
—23.33	— 10	0.0403	2.22	36	0.2147
—17.77	0°	0.0600	2.77	37	0.2222
—17.22	1	0.0618	3.33	38	0.2297
—16.66	2	0.0637	3.88	39	0.2381
—16.11	3	0.0665	4.44	40	0.2463
—15.55	4	0.0694	5	41	0.2559
—15	5	0.0712	5.55	42	0.2653
—14.44	6	0.0740	6.11	43	0.2756
—13.88	7	0.0768	6.66	44	0.2859
—13.33	8	0.0797	7.22	45	0.2962
—12.77	9	0.0815	7.77	46	0.3075
—12.22	10	0.0843	8.33	47	0.3178
—11.66	11	0.0872	8.88	48	0.3290
—11.11	12	0.0900	9.44	49	0.3403
—10.55	13	0.0937	10.55	50	0.3515
—10	14	0.0975	10.55	51	0.3637
— 9.44	15	0.1012	11 11	52	0.3759
— 8.88	16	0.1050	11.66	53	0.3890
— 8.33	17	0.1087	12.22	54	0.4023
— 7.77	18	0.1125	12.77	55	0.4153
— 7.22	19	0.1162	13.33	56	0.4294
— 6.66	20	0.1209	13.88	57	0.4444
— 6.11	21	0.1256	14.44	58	0.4594
— 5.55	22	0.1303	15	59	0.4753
— 5	23	0.1350	15.55	60	0.4912
— 4.44	24	0.1406	16.11	61	0.5081
— 3.88	25	0.1462	16.66	62	0.5250
— 3.33	26	0.1518	17.22	63	0.5418
— 2.77	27	0.1575	17.77	64	0.5597
— 2.22	28	0.1631	18.33	65	0.5775
— 1.66	29	0.1687	18.88	66	0.5953
— 1.11	30	0.1743	19.44	67	0.6140
— 0.55	31	0.1809	20	68	0.6337
— 0°	32	0.1875	20.55	69	0.6544

Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.	Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.
21°.11	70°	0.6749	41°.66	107°	2.1750
21.66	71	0.6986	42.22	108	2.2406
27.22	72	0.7218	42.77	109	2.3062
22.27	73	0.7462	43.33	110	2.3725
23.33	74	0.7715	43.88	111	2.4375
23.88	75	0.7978	44.44	112	2.5062
24.44	76	0.8250	45	113	2.5875
25	77	0.8531	45.55	114	2.6625
25.55	78	0.8812	46.11	115	2.7375
26.11	79	0.9103	46.66	116	2.8125
26.66	80	0.9370	47.22	117	2.8875
27.22	81	0.9750	47.77	118	2.9625
27.77	82	1.0031	48.33	119	3.0468
28.33	83	1.0312	48.88	120	3.1218
28.88	84	1.0687	49.44	121	3.2062
29.44	85	1.0968	50	122	3.2812
30	86	1.1343	50.55	123	3.3656
30.55	87	1.1625	51.11	124	3.4593
31.11	88	1.2000	51.66	125	3.5531
31.66	89	1.2375	52.22	126	3.6468
32.22	90	1.2750	52.77	127	3.7500
32.77	91	1.3125	53.33	128	3.8531
33.33	92	1.3500	53.88	129	3.9562
33.88	93	1.3875	54.44	130	4.0687
34.44	94	1.4344	55	131	4.1906
35	95	1.4812	55.55	132	4.3125
35.55	96	1.5281	56.1	133	4.4343
36.11	97	1.5750	56.66	134	4.5562
36.66	98	1.6312	57.22	135	4.6875
37.22	99	1.6875	57.77	136	4.8187
37.77	100	1.7437	58.33	137	4.9590
38.33	101	1.8000	58.88	138	5.1000
38.88	102	1.8562	59.44	139	5.2406
39.44	103	1.9125	60	140	5.3812
40	104	1.9781	60.55	141	5.5313
40.55	105	2.0437	61.11	142	5.6718
41.11	106	2.1094	61.66	143	6.8218

Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.	Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.
62°.22	144	6.9718	82°.77	181°.	14.5312
62.77	145	6.1218	83.33	182	14.8687
63.33	146	6.2812	83.88	183	15.2156
63.88	147	6.4406	84.44	184	15.5718
64.44	148	6.6094	85	185	15.9375
65	149	6.7781	85.55	186	16.3125
65.55	150	6.9562	86.11	187	16.6875
66.11	151	7.1344	86.66	188	17.0625
66.66	152	7.3218	87.22	189	17.4375
67.22	153	7.5093	87.77	190	17.8125
67.77	154	7.6870	88.33	191	18.2062
68.33	155	7.8750	88.88	192	18.6187
68.88	156	8.0625	89.44	193	19.1500
69.44	157	8.2593	90	194	19.4718
70.	158	8.4562	90.55	195	19.8937
70.55	159	8.6625	91.11	196	20.3250
71.11	160	8.8687	91.66	197	20.7468
71.66	161	9.0750	92.22	198	21.2718
72.22	162	9.2906	92.77	199	21.7125
72.77	163	9.5156	93.33	200	22.1625
73.33	164	9.7594	93.88	201	22.6125
73.88	165	10.0125	94.44	202	23.0718
74.44	166	10.2750	95	203	23.8125
75	167	10.5468	95.55	204	24.0093
75.55	168	10.8181	96.11	205	24.4968
76.11	169	11.0906	96.66	206	24.9937
76.66	170	11.3718	97.22	207	25.5000
77.22	171	11.6531	97.77	208	26.0067
77.77	172	11.9344	98.33	209	26.5218
78.33	173	12.2062	98.88	210	27.0375
78.88	174	12.4875	99.44	211	27.5718
79.44	175	12.7687	100	212	28.1250
80	176	13.0500	100.55	213	28.6875
80.55	177	13.3312	101.11	214	29.2594
81.11	178	13.6125	101.66	215	29.8406
81.66	179	13.9031	102.22	216	30.5312
82.22	180	14.2031	102.77	217	31.0218

Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.	Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.
102°.33	218°	31.6125	123,°88	255°	58.9218
103.88	219	32.2031	124.44	256	59.7750
104.44	220	32.8703	125	257	60.7500
105	221	33.4031	125.55	258	61.6687
105.55	222	33.9844	126.11	259	62.5781
106.11	223	34.5637	126.66	260	63.4968
106.66	224	35.1844	127.22	261	64.4250
107.22	225	35.8126	127.77	262	65.3625
107.77	226	36.4594	128.33	263	66.3094
108.33	227	37.1156	128.88	264	67.3062
108.88	228	37.7812	129.44	265	68.2125
109.44	229	38.6437	130	266	69.2218
110	230	39.1406	130.55	267	70.1158
110.55	231	39.8344	131.11	268	71.0625
111.11	232	40.5375	131.66	269	72.0187
111.66	233	41.2500	132.22	270	72.9844
112.22	234	41.9812	132.77	271	73.9594
112.77	235	42.7212	133.33	272	74.9437
113.33	236	43.4906	133.88	273	75.9187
113.88	237	44.2500	134.44	274	76.8844
114.44	238	45.0187	135	275	77.9344
115	239	45.7875	135.55	276	79.4531
115.55	240	46.5656	136.11	277	80.1281
116.11	241	47.3437	136.66	278	81.0937
116.66	242	48.1312	137.22	279	82.1531
117.22	243	48.9187	137.77	280	83.2031
117.77	244	49.4031	138.83	281	83.6281
118.33	245	50.3875	138.88	282	85.3037
118.83	246	51.2625	139.44	283	86.3531
119.44	247	52.0687	140	284	87.4031
120	248	52.8937	140.55	285	88.4531
120.55	249	53.1031	141.11	286	89.5125
121.11	250	54.5718	141.66	287	90.6000
121.66	251	55.4250	142.22	288	91.4062
122.22	252	56.2968	142.77	289	92.7750
122.77	253	57.1875	143.33	290	93.8625
123.33	254	58.0500	143.88	291	94.8527

Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.	Température centigrade.	Température Fahrenheit.	Force de la vapeur en pouces (27 millim.) de mercure.
144.°44	292°	96.0468	153°.88	309°	114.7210
145	293	97.1541	154.44	310	115.8093
145.55	294	98.2500	155	311	116.8966
146.11	295	99.3468	156.11	312	117.7844
146.66	296	100.4437	156.66	313	119.0625
147.22	297	101.5406	157.22	314	121.2094
147.77	298	102.6375	157.77	315	122.2785
148.33	299	103.7250	158.33	316	123.5958
148.88	300	104.8196	158.88	317	124.4250
149.44	301	105.9187	159.44	318	125.4937
150	302	107.0156	160	319	126.5625
150.55	303	108.1125	160.55	320	127.6312
151.11	304	109.2187	161.11	321	128.7000
151.66	305	110.3250	161.66	322	129.7680
152.22	306	111.4312	162.22	323	130.8375
157.77	307	112.5281	162.77	324	131.9062
153.33	308	113.6250			

Elasticité d'autres vapeurs.

7. M. Dalton a fait voir, que si nous considérons la dilatation du mercure comme suivant le carré de la température, alors la force de vapeur augmente, dans une progression géométrique, par des accroissemens égaux de température, reconnaissant ces accroissemens sur sa nouvelle échelle thermométrique. Il trouva que la raison de la progression était 1,321. Il constata de la même manière, que la force de la vapeur d'éther augmente dans une progression géométrique, dont la raison est de 1.2278. Mais l'augmentation de la force de la vapeur d'alcool, de la pesanteur spécifique de 0,87, se montra irrégulière. Il a conclu de ses expériences que la vapeur de tous liquides purs augmente en force avec la température dans une progression géométrique, mais que la raison de cette progression varie dans différens fluides. La vapeur d'alcool s'écarte de cette loi, parce qu'elle n'est, en réalité, qu'un mélange de deux vapeurs distinctes, celle d'eau et celle d'alcool.

8. La pesanteur spécifique de différentes vapeurs varie suivant la nature du liquide d'où la vapeur provient. On voit, dans la table qui suit, les points d'ébullition de divers liquides, et la pesanteur spécifique des vapeurs qu'ils forment, autant qu'on a pu, jusqu'à présent, examiner ce sujet.

	Pesanteur spécifique, celle de l'air étant 1.	Point d'ébullition.
Eau	0,6235 [1]	100° cent.
Vapeur hydrocianique	0,9476 [1]	26,50
Alcool	1,6133 [1]	78
Ether hydrochlorique	2,219 [2]	11
Ether sulfurique	2,5860 [1]	36
Sulfure de carbone	2,6447 [1]	47
Essence de térébentine	5,0130 [1]	157 [3]
Ether hydriodique	5,4749 [3]	65

9. Tels sont les phénomènes de la conversion des liquides en fluides élastiques. Le docteur Black en fit, avec une grande sagacité, l'application à sa théorie du calorique latent, et démontra que cette conversion est absolument due à la même cause qui produit celle des solides en liquides; c'est-à-dire à la combinaison d'une certaine dose de calorique avec le liquide, sans aucune augmentation de température. La vérité de ce fait très-important fut établie par les expériences suivantes : Les vapeurs sont des liquides combinés avec le calorique.

Première expérience. Lorsqu'on place sur le feu un vase rempli d'eau, elle s'échauffe graduellement jusqu'à ce que sa température se soit élevée à 100° centig.; et parvenue à ce terme, cette température n'augmente plus. Le feu continue toujours cependant de fournir du calorique, qui pénètre l'eau et se combine avec elle. Mais comme cette eau n'en devient pas plus chaude, il faut que ce soit avec la portion qui s'en sépare à l'état de vapeur que la combinaison ait lieu; cependant la température de cette vapeur n'est que de

[1] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, p. 95 et 150. — *Ann. de Chim. et Phys.*, I, 218.
[2] Thenard, *Mém. d'Arcueil*, I, 121.
[3] Mes expériences.

100° centig.; le calorique, qui s'y est combiné, ne l'a donc pas augmentée, et on en doit conclure qu'il n'a servi qu'à former cette vapeur, puisqu'il n'a produit aucun autre changement.

Le docteur Black mit sur un fer, chauffé au rouge, un vase d'étain contenant un peu d'eau à la température de 10° centig.; quatre minutes après, cette eau commença à bouillir, et au bout de vingt minutes, elle était entièrement évaporée par l'ébullition. Pendant les quatre premières minutes, elle avait reçu 90° centig. de calorique, ou 22°.50 centig. par minute. Si l'on suppose qu'elle en a reçu dans la même proportion, pendant tout le temps qu'a duré son évaporation totale par l'ébullition, il en résultera que la quantité de calorique entré dans l'eau et qui l'a convertie en vapeur, s'élève à 22°.50 × 20 = 450° centig. *. Cependant ce calorique n'est pas indiqué par le thermomètre, puisque la température de la vapeur n'est que de 100° centig. C'est donc, suivant le docteur Black, du *calorique latent.*

Deuxième expérience. L'eau peut être chauffée dans le digesteur de Papin, jusqu'à 204° centig. sans bouillir, parce que la vapeur étant fortement comprimée, il ne peut y en avoir de dégagement. Si alors on donne subitement ouverture au vaisseau, une portion de l'eau s'en échappe sous forme de vapeur; mais il en reste encore la plus grande partie à l'état d'eau, dont la température est aussitôt réduite à 100° centig. Et par conséquent, il y a eu dans cet instant disparition de 104° centigr. de calorique, qui a dû avoir été enlevé par l'eau convertie en vapeur; mais comme la quantité ne s'en élève qu'à $\frac{1}{5}$ environ de l'eau du vase, cette vapeur doit non-seulement contenir les 104° centigrades de calorique qui lui appartenaient, mais encore les 104° centigrades, perdus par chacune des quatre autres portions des $\frac{4}{5}$, non converties, ou 416° centigrades. Cette vapeur est donc de l'eau combinée avec une quantité totale de calorique, égale au moins à 104° × 5 ou 520° centigrades, dont la présence n'est point indiquée par le thermomètre. Cette expérience, faite pour la première fois par le docteur Black, fut répétée depuis avec plus de précision par M. Watt.

* Black's *Lectures*, I, 157.

Troisième expérience. Lorsqu'après avoir placé des liquides chauds sous le récipient de la machine pneumatique, on fait promptement le vide, ces liquides bouillent, et leur température s'abaisse très-rapidement d'un grand nombre de degrés; ainsi l'eau, quelque chaude qu'elle soit d'abord, est très-promptement réduite à la température de 21° centig., et l'éther devient subitement si froid, qu'il fait geler l'eau qui entoure le vaisseau qui le contient. Dans ces cas, il est indubitable que la vapeur transporte le calorique hors du liquide; mais la température de la vapeur n'est jamais plus élevée que celle du liquide lui-même; le calorique s'est donc combiné avec elle, et est devenu latent.

Quatrième expérience. Si l'on mêle une partie de vapeur à 100° centig. avec neuf parties en poids, d'eau à 17° centigrades, la vapeur se forme aussitôt en eau, et la température du mélange est de 81° centigrades. Ainsi chacune des neuf parties d'eau a reçu 64° de calorique, et la vapeur en a par conséquent perdu 9 × 64°=576° centigrades; mais comme sa température est diminuée de 19° centig., il faut en retrancher cette quantité; restera donc celle de 557° centig. de calorique, qui existait dans la vapeur, sans en augmenter la température. Cette expérience ne peut pas se faire directement; mais on y parvient en faisant passer une quantité, connue en poids, de vapeur, à travers un serpentin métallique entouré d'un poids donné d'eau. La chaleur, acquise par cette eau, indique le calorique que la vapeur a abandonné pendant sa condensation. Il résulte d'expériences faites de cette manière par M. Watt, que le calorique latent de la vapeur s'élève à 504° centigrades. Il serait, d'après celles de Lavoisier, de 538° centigrades. Il s'élève, suivant Rumford, à plus de 560° centigrades; et d'après lui, la température de l'alcool bouillant est entre 247 et 260° centig. *.

Le docteur Black a reconnu, par ses expériences, que non-seulement l'eau, mais encore tous les autres liquides, se combinent, pendant leur conversion en vapeur, avec une dose de calorique, qui ne produit aucun changement de température; et qu'il en est de même pour les fluides élastiques de toute espèce, à l'égard de la portion de calorique

* Gilbert's Ann. XIV, 312.

qu'ils abandonnent en devenant liquides. La loi du docteur Black est donc générale et comprend tout changement dans l'état d'un corps. La conversion d'un solide en un liquide, est due à la combinaison du solide avec le calorique; la conversion d'un liquide en un fluide élastique, résulte encore de la combinaison du liquide avec le calorique. Ainsi les liquides sont des solides combinés avec le calorique, et les fluides élastiques sont des liquides combinés avec le calorique; de sorte qu'on peut déduire des faits observés par Black, cette loi générale : *Toutes les fois qu'un corps change d'état, il se combine avec du calorique, ou il en abandonne.*

Loi générale découverte par Black.

On ne peut disconvenir que cette découverte ne soit une des plus importantes de celles faites jusqu'à présent en chimie; et c'est au docteur Black qu'elle est entièrement due. D'autres savans ont cherché à se l'approprier; mais leurs prétentions sont sans aucun fondement. Ils en auront eu connaissance par les leçons du docteur Black, ou bien ils auront publié leurs opinions à ce sujet, plusieurs années après que la théorie du docteur Black avait été expliquée dans les chaires de chymie de Glasgow et d'Edimbourg.

Gaz.

3. Parmi les corps solides et liquides, il en est un très-grand nombre qui peuvent être convertis par le calorique en fluides élastiques, et conserver toutes les propriétés mécaniques des corps gazeux, tout aussi long-temps que la température continue d'être convenablement élevée. Il est même extrêmement probable, que tous les corps de la nature seraient susceptibles de ce changement d'état, s'il était en notre pouvoir de produire une chaleur suffisamment intense : c'est l'opinion actuellement admise par les physiciens. Mais si tous les corps peuvent être changés en fluides élastiques par le calorique, il est très-vraisemblable aussi que tous les fluides élastiques peuvent à leur tour être convertis en solides ou liquides, en les exposant à une température assez basse. Dans ce cas, on peut supposer que tous les corps gazeux doivent leur état d'élasticité à une certaine dose de calorique, et on doit les considérer comme des composés de calorique avec un corps solide ou liquide. Cette opinion, émise d'abord par Amontons, appuyée depuis, avec beaucoup de succès, par le docteur Black, et par Lavoisier et ses collaborateurs, est adoptée de préfé-

Supposés être des liquides combinés avec le calorique.

rence aujourd'hui, comme la plus sûrement établie, non-seulement par l'analogie, mais encore par beaucoup de faits très-frappans.

1. Si la vérité de cette opinion est bien établie, il doit s'ensuivre que tous les gaz sont susceptibles d'être privés de leur propriété d'élasticité par la perte de leur calorique; et qu'ils ne diffèrent des vapeurs que par le plus grand degré de froid qu'il est nécessaire de produire pour leur faire éprouver ce changement d'état. Il a été en effet reconnu que plusieurs gaz peuvent être condensés en liquides par l'abaissement de leur température. Le gaz ammoniac se condense à 42° centigrades environ au-dessous de zéro. On n'a pas essayé jusqu'à présent de convertir d'autres gaz en liquides. Condensés par le froid.

2. Il est bien reconnu que la pression aide efficacement la condensation des vapeurs; mais l'effet de cette pression diminue à mesure que la température des vapeurs augmente. Il y a lieu de croire que ce moyen devrait également faciliter la condensation des gaz, quoiqu'on l'ait essayé en vain sur plusieurs d'entre eux. Ainsi, on a bien condensé l'air jusqu'à le rendre plus pesant que l'eau, mais sans qu'il montrât aucune disposition à perdre son élasticité, ce qui peut être attribué à l'élévation de la température à laquelle on a fait l'expérience, relativement à celle qui serait nécessaire pour produire cet effet sur l'air. Et par la pression.

3. On ne peut cependant disconvenir qu'il est plusieurs phénomènes difficilement conciliables avec cette constitution des gaz, toute ingénieuse, et toute plausible qu'elle est. Un des plus frappans, est la solidification soudaine de quelques-uns d'entre eux par leur mélange. Si, par exemple, on mêle ensemble du gaz ammoniac et du gaz acide hydrochlorique, il se produit un sel solide; et cependant le calorique dégagé est très-peu considérable, si on considère la difficulté de condenser ces gaz séparément, et si on le compare au grand degré de froid qu'ils peuvent supporter avant de perdre leur élasticité. Il y a d'autres cas aussi où les corps gazeux produisent, par leur union, un gaz nouveau jouissant de la même élasticité. Ainsi le gaz oxigène et le gaz nitreux, forment, en se combinant ensemble, l'acide nitreux, qui reste à l'état de gaz, jusqu'à ce qu'il se trouve en contact avec quelque corps sur lequel il puisse avoir de l'action. Objections contre cette opinion.

III. *Changemens dans la composition des corps.*

Le calorique décompose les corps.

L'effet du calorique n'est pas seulement d'augmenter le volume des corps, de les convertir de solides en liquides, et de liquides en fluides élastiques; mais encore il opère entièrement la décomposition d'un grand nombre d'entre eux, soit dans leurs élémens, soit parce que ces élémens se combinent d'une manière différente par son action. Ainsi l'ammoniaque chauffée au rouge, se réduit en gaz, azote et hydrogène, et l'alcool est converti, de la même manière, en hydrogène carburé, et en eau.

1. Cette décomposition est due, dans beaucoup de cas, à la différence de volatilité des parties constituantes d'un composé. Ainsi, quand on chauffe des esprits faibles, ou une combinaison d'alcool et d'eau, l'alcool se sépare, parce qu'il est plus volatil que l'eau.

2. En général, les composés qui ne sont que peu, ou qui ne sont pas du tout susceptibles d'être affectés par le calorique, sont les corps qui ont été formés par combustion. Ainsi, ni l'eau, ni les acides, phosphorique ou carbonique, ne peuvent être décomposés, à quelque degré de chaleur qu'on les expose.

3. Presque toutes les combinaisons dans lesquelles entre l'oxigène, sans avoir produit la combustion, sont susceptibles d'être détruites par le calorique. C'est ce qui a lieu à l'égard de l'acide nitrique, et de beaucoup d'oxides métalliques.

4. Tous les corps qui contiennent des substances combustibles comme parties constituantes, sont susceptibles d'être décomposés par le calorique. Peut-être les alliages métalliques forment-ils des exceptions à cette règle; au moins ne pouvons-nous, que dans un petit nombre de cas, produire une chaleur suffisante pour en opérer la décomposition.

5. Les corps qui contiennent, avec l'oxigène, deux substances combustibles, sont toujours très-facilement décomposables par le calorique. Telles sont, pour la plupart, les substances animales et végétales.

Mais il n'est pas nécessaire de s'étendre davantage sur ce sujet, parce qu'il n'a point encore été présenté de théorie qui en donne une explication satisfaisante Toutes les décompositions seront notées en décrivant les différens com-

posés sur lesquels se portera notre attention dans la suite de cet ouvrage.

SECTION V.

De la quantité de calorique dans les corps.

Après avoir traité, dans la seconde section de ce chapitre, de la faculté qu'a le calorique de se mouvoir à travers tous les corps, et dans la troisième, de la manière dont il se distribue graduellement de lui-même dans tous les corps contigus, de telle manière qu'ils s'établissent ainsi à la même température, l'objet qui se présentait alors naturellement à considérer était celui de la quantité du calorique dans les corps; et les questions qui s'offraient, étaient les suivantes: Lorsque différens corps sont à la même température, contiennent-ils la même quantité de calorique? La même quantité de calorique est-elle nécessaire pour produire le même changement de température dans tous les corps? Quel est le point auquel un thermomètre s'arrêterait, s'il était plongé dans un corps entièrement dépourvu de calorique, ou quel est le point où commence l'échelle de température? Mais on ne pouvait examiner ces questions et y répondre d'une manière satisfaisante, sans connaître les effets que le calorique produit sur les corps; puisque c'est par eux seulement, que se mesure la quantité qu'ils en contiennent. Il était donc nécessaire d'examiner d'abord ces effets, ainsi que nous l'avons fait dans la quatrième section, afin d'en appliquer utilement la connaissance à la recherche de la quantité de calorique qui peut exister dans les corps. Cet objet de recherche se divise naturellement en trois parties; 1°. la recherche des quantités relatives de calorique dans les corps, ou des quantités nécessaires pour produire dans chacun d'eux un changement connu de température: c'est ce qu'on appelle ordinairement *calorique spécifique*; 2°. celle de la quantité absolue de calorique qui existe dans les corps; 3°. celle des phénomènes du *froid* ou de l'absence du calorique. Nous considérerons séparément, et par ordre, ces trois sujets de recherches.

1°. *Du calorique spécifique des corps.*

Explication de ce qu'on entend par calorique spécifique.

Lorsqu'on mêle ensemble deux quantités égales en poids d'eau et d'huile de blanc de baleine à des températures différentes, l'eau à 100° centigrades, par exemple, et l'huile de baleine à 50, on doit naturellement s'attendre à trouver que la température de ce mélange, après l'avoir agité, sera celle moyenne de 75° centigrades, et que, par conséquent, l'eau se sera refroidie de 25° centig., et l'huile échauffée de 25. Mais si l'on fait l'expérience, ces résultats seront très-différens, car la température du mélange est de 83° centigrades; l'eau n'a par conséquent perdu que 17° centigrades de calorique, tandis que l'huile en a gagné 33. D'un autre côté, en mêlant ensemble des quantités égales en poids, d'eau à 50° centig., et d'huile à 100° centig., la température du mélange, après l'agitation, sera de 67° centigrades; de sorte que l'huile aura abandonné 33° centig. de calorique, et l'eau n'en aura reçu que 17. Cette expérience démontre que l'huile de baleine n'exige pas la même quantité de calorique que l'eau, pour l'élévation de sa température d'un même nombre de degrés. La dose de calorique, qui augmenterait la température de l'huile de 12°.66 cent., n'élèverait celle de l'eau que de 6°.33, et par conséquent l'augmentation par le calorique, de la température de l'eau étant de 1°, celle d'un poids égal d'huile de baleine sera de 2°.

Si l'on essaie de la même manière d'autres substances, on trouvera qu'elles diffèrent toutes entre elles, relativement à la quantité de calorique qui peut leur être nécessaire pour les échauffer à une température donnée. Il en est qui exigent plus de calorique qu'il n'en faudrait pour le même poids d'eau, et d'autres, moins; mais pour chacune, on trouvera qu'il est une quantité qui lui convient spécialement. Or, c'est cette quantité, particulièrement nécessaire à chaque corps pour l'échauffer à un certain degré de température, qu'on appelle *calorique spécifique* de ce corps. Nous ne pouvons, à la vérité, connaître la quantité absolue de calorique nécessaire pour produire un certain degré d'échauffement dans un corps quelconque; mais si cette quantité inconnue, nécessaire pour échauffer l'eau d'un degré, par exemple, nous la faisons = 1, nous pourrons alors déterminer par expérience, combien cette quantité devra être plus ou moins considérable pour l'élé-

vation de la température d'autres corps d'un même nombre de degrés. Ainsi le calorique nécessaire pour échauffer l'eau de 1°, produisant sur la température d'un poids égal d'huile de baleine une augmentation de 2°, il s'ensuit que le calorique spécifique de l'eau est deux fois plus considérable que celui de cette huile, et que si nous le faisons = 1, celui de l'huile de baleine sera = 0.50. On pourra trouver de cette manière le calorique spécifique de tous les corps.

Histoire. C'est le docteur Black qui, dans ses leçons de chimie à Glasgow, de 1760 à 1765[1], a le premier fait connaître cette différence de calorique spécifique des corps. Le docteur Irvine fit ensuite, de 1765 à 1770 [2] de nouvelles recherches sur ce sujet, qui fut également examiné par le docteur Crawford, dont les expériences furent publiées dans son ouvrage ayant pour titre : *Capacity of bodies for heat*. Ces trois savans désignèrent cette propriété des corps par l'expression de *capacité des corps pour le calorique*; mais le professeur Wilcke de Stockholm y substitua celle de *calorique spécifique*, généralement adoptée comme plus claire et plus précise [3].

Les expériences de M. Wilcke furent publiées, pour la première fois, dans les Transactions de Stockholm, pour 1781; elles nous donnent le calorique spécifique de beaucoup de métaux. Ces expériences furent conduites d'une manière très-ingénieuse. Le métal sur lequel il opérait était d'abord exactement pesé (ce poids était généralement de 4 hectogrammes). Il le plongeait ensuite, suspendu par un fil, dans un large vase d'étain, rempli d'eau bouillante, et l'y laissait ainsi jusqu'à ce qu'il eût acquis une certaine température indiquée par un thermomètre. Alors il plaçait le métal dans une autre petite boîte d'étain, de capacité à contenir exactement autant d'eau à zéro centig., qu'il en fallait pour égaler le poids du métal, qu'il plongeait dans le vase, en l'y tenant suspendu de manière qu'il ne pût toucher ni les parois ni le fond; et il remarquait, au moyen d'un thermomètre très-exact, le degré de chaleur au moment où le métal et l'eau se

[1] Black's *Lectures*, I, 504.
[2] *Ibid.*
[3] Le terme de *calorique spécifique* a été employé dans un sens différent, par Seguin. Il s'en est servi pour exprimer la *quantité totale de calorique* qu'un corps contient.

trouvaient réduits à la même température. Il déduisait ensuite du changement de température, et par un calcul ingénieux, le calorique spécifique du métal, celui de l'eau étant considéré comme l'unité.

Le docteur Crawford fit, à-peu-près dans le même temps, et en prenant toutes les précautions convenables pour opérer avec la même exactitude, des expériences analogues, en mêlant ensemble des corps de températures différentes.

Ces expériences furent publiées dans son Traité déjà cité; mais comme il avait négligé de faire attention aux changemens chimiques produits par le mélange de la plupart des substances dont il s'était servi, la première édition de son ouvrage présentait des erreurs dans les conclusions qu'il avait cru pouvoir déduire des résultats de ses expériences; il les rectifia par des expériences subséquentes, et ces corrections furent insérées dans sa seconde édition.

La méthode qu'employait le docteur Crawford était essentiellement la même que celle qui avait été suggérée par le docteur Black. Deux substances de températures différentes étaient mêlées uniformément ensemble; et le changement de température produit sur chacune d'elles par le mélange, était considéré comme étant en raison inverse de son calorique spécifique *. C'est aux travaux de ces ingénieux expérimentateurs que nous devons la connaissance des faits les plus remarquables, concernant le calorique spécifique.

Lavoisier et La Place ont fait aussi, sur le calorique spécifique des corps, plusieurs expériences, qui, d'après l'exactitude bien connue de ces savans, ne peuvent qu'être d'une très-grande importance; ils y procédèrent par une méthode aussi simple qu'ingénieuse, imaginée par M. La Place, et au moyen d'un instrument auquel Lavoisier donna le nom de

* Le calorique spécifique de l'eau étant = 1, soit W la quantité d'eau qui est ordinairement une des substances mêlées ensemble, et w sa température. Soit B la quantité de l'autre corps dont on cherche le calorique spécifique, et b sa température; soit enfin m la température après le mélange. Le calorique spécifique de B est $\frac{W \times m-w}{B \times b-m}$ ou, lorsque l'eau est la substance la plus chaude de celles qui forment le mélange, le calorique spécifique de B est $\frac{W \times w-m}{B \times m-b}$. Black's, *Lectures*, I, 506.

calorimètre. Cet instrument consiste dans trois vaisseaux circulaires concentriques, qui en divisent la capacité en trois parties, de manière à former trois chambres ou cavités séparées, qu'on peut distinguer par les noms de *capacité intérieure, capacité moyenne, et capacité extérieure*. La capacité intérieure est formée d'un grillage de fil de fer, soutenu par plusieurs montans du même métal. Sa partie supérieure se ferme au moyen d'un couvercle entièrement ouvert par-dessus, et dont le dessous est un grillage de fil de fer. C'est dans cette capacité que se placent les corps qu'on veut soumettre à l'expérience. La capacité moyenne est destinée à être remplie de glace qui y est supportée et retenue par une grille au-dessous de laquelle est un tamis. A mesure que la glace est fondue, l'eau coule à travers la grille et le tamis; elle tombe ensuite le long d'un petit cône formant entonnoir, terminé par un petit tuyau auquel est adapté un robinet, au moyen duquel l'eau est reçue dans un vase placé sous la machine. La capacité extérieure est également destinée à être remplie de glace, et l'eau qui en sort est conduite par un tube auquel aboutit un robinet, et de manière à ne pas se mêler avec celle de la capacité du milieu. On a déjà observé que le calorique ne peut passer à travers la glace à zéro, qu'il y entre bien, mais qu'il y reste, et est employé à la fondre. La quantité de glace qui a été fondue est alors la mesure du calorique qui y est entré. Lorsque les capacités moyenne et extérieure ont été remplies de glace, qu'on a bien laissé égoutter la glace intérieure, et que la température de la capacité intérieure est descendue à zéro, on chauffe à un degré quelconque, à 100° centig., par exemple, la substance dont on cherche à connaître le calorique spécifique, et on l'y place immédiatement, renfermée dans un vase mince. A mesure que la substance se refroidit, elle fond de la glace dans la capacité moyenne; et à mesure que cette glace fond, l'eau coule à travers la grille et le tamis; elle tombe dans l'entonnoir conique et le tube auquel est adapté le robinet, et au moyen de ce robinet, dans le vase placé sous l'instrument pour la recevoir. On remplit la capacité extérieure de glace, afin de prévenir tout effet de l'air environnant sur la glace de la capacité du milieu. L'eau, que produit la fonte de la glace dans la capacité extérieure, coule le long d'un tuyau auquel est adapté un autre robinet pour la faire sortir hors de la ma-

chine, sans aucune communication avec l'eau de la glace fondue dans la capacité du milieu. La température de l'air environnant ne doit jamais être au-dessous de zéro, ni au-dessus de 5°. centig. Dans le premier cas, la glace, dans la capacité moyenne, peut être refroidie au-dessous de zéro par l'air environnant; dans le second, il pourrait passer à travers la machine un courant d'air qui porterait du calorique dans la capacité moyenne. En plaçant, dans cet instrument, différentes substances à la même température, et en observant combien chacune d'elles fait fondre de glace en se refroidissant à zéro, il était aisé de connaître leur calorique spécifique. Si, par exemple, l'eau en se refroidissant de 100°. centig. à zéro, faisait fondre une livre de glace, et l'huile de blanc de baleine, une demi-livre seulement, on en conclurait que le calorique spécifique de l'eau était 1., et celui de l'huile 0.50. Cette méthode paraît être la plus simple, et en même-temps la plus exacte de toutes celles qu'on a pu employer pour des expériences sur ce sujet, si l'on peut s'assurer que toute la glace fondue s'est écoulée dans le vaisseau qui reçoit l'eau qu'elle produit; mais c'est ce qui, d'après une expérience de M. Wedgewood, semblerait ne pas avoir lieu; car il a reconnu que l'eau provenant de la glace fondue, avant de sortir par le robinet, se gèle de nouveau, et obstrue le passage.

M. Kirwan a également formé une table du calorique spécifique de divers corps, que Magellan a insérée dans son *Traité sur la chaleur*. M. Mayer a dernièrement publié une suite d'expériences sur le calorique spécifique de huit desséchés, et M. Leslie nous a donné, dans son *Essai sur la Chaleur*, le résultat de ses expériences sur diverses substances. Mayer fit les siennes, en s'assurant de la marche que suivaient différens corps à volumes égaux dans leur refroidissement : il en déduisait leur faculté conductrice du calorique, et considérait le calorique spécifique comme étant réciproquement le produit de la faculté conductrice multipliée par la pesanteur spécifique du corps *. M. Leslie

* Soit L la faculté conductrice, A le calorique spécifique, et M la pesanteur spécifique; on a, suivant Mayer, $A = \frac{1}{LM}$. *Ann. de Chim.* XXX, 46.

observa aussi la durée du refroidissement, à volumes égaux, dans les mêmes circonstances. Il multipliait alors les quantités ainsi trouvées par la pesanteur spécifique des divers corps essayés[1].

Dalton a aussi porté son attention sur cet important objet, et il a publié une table du calorique spécifique de différens corps. Il avait suivi la méthode de Leslie, et il annonce avoir reconnu qu'elle était susceptible d'une très-grande précision.

Le comte de Rumford, qui s'est attaché particulièrement à la science du calorique, a fait aussi quelques expériences sur le calorique spécifique de différens corps; mais ses résultats diffèrent tellement de ceux obtenus par les savans qui ont fait des recherches sur le même sujet, qu'il y a lieu de considérer ses expériences comme n'étant pas aussi exactes[2].

MM. Delaroche et Berard publièrent, en 1813, une suite d'expériences faites avec le plus grand soin, sur le calorique spécifique des corps gazeux, sujet dont s'étaient particulièrement occupé Crawford, ainsi que Lavoisier et La Place. Mais les méthodes employées par ces savans n'avaient pas obtenu la confiance des chymistes. Le procédé de Laroche et Berard, était d'une exécution un peu difficile; cependant pour des manipulateurs exercés; elle semble susceptible d'une grande précision; et autant qu'on peut en juger, ces expériences furent conduites avec le plus grand soin[3].

Nous présentons ici le tableau du calorique spécifique de différens corps, tel qu'il a été déterminé par les expériences diverses faites jusqu'à présent.

Table du calorique spécifique.

1. *Gaz rapportés à l'air*[4].

	même volume.	même poids.
Air	1,0000	1.0000
Hydrogène	0.9033	12.3401
Acide carbonique	1.2583	0.8280
Oxigène	0.9765	0.8848
Azote	1.0000	1.0318

[1] Leslie. *On Heat*, p. 240.

[2] On peut voir comment il opérait, dans le *Philosophical Magazine*, XLIII, 212, ou Gilbert's Annalen. XIV, 306.

[3] Ann. de Chim. LXXXV, 72; ou Ann. of Philosophy. II, 134.

[4] Delaroche et Berard. Annals of Philosophy. II, 291.

Suite des gaz rapportés à l'air.

	même volume.	même poids.
Oxide d'azote.	1.3503	0.8878
Gaz oléfiant.	1.5530	1.5763
Oxide de Carbone. . . .	1.0340	1.0805

Gaz relativement à l'eau [1].

	même poids
Eau.	1.0000
Air.	0.2669
Hydrogène.	3.2936
Acide carbonique.	0.2210
Oxigène.	0.2361
Azote.	0.2754
Oxide d'azote.	0.2369
Gaz oléfiant.	0.4207
Oxide de carbone.	0.2884
Vapeur aqueuse.	0.8470

II. *Eau.*

	Calorique spécifique.
Glace.	0.9000 (K), 0.8000 [2]
Eau.	1.0000 (Ir.)
Vapeur.	1.5500 (C) [2]

III. *Dissolutions salines.*

Carbonate d'ammoniaque.	0.851 (K) [3], 0.95 (D)
Sulfure d'ammoniaque de 0,818.	0.994 (K)
Sulfate de magnésie. . . . . 1 Eau. 2	0.844 (K)
Sel marin. . . . . 1 Eau. 8	0.832 (K)
Dito (1,197).	0.78 (D)
Nitrate de potasse. . . . . 1 Eau. 8	0.8167 (LL)
Nitrate de potasse. . . . . 1 Eau. 3	0.646 (K)
Carbonate de potasse de (1,30).	0.75 (D)

[1] Annals of Philosophy. II, 432.
[2] Ann. de Chim. LXXXV, 72 ou Annals of Phylosophy. II, 134.
[3] Delaroche et Berard, *Annals of Philosophy*. II, 291.

Suite des dissolutions salines.

	Calorique spécifique.	
Hydrochlorate d'ammoniaque. 1 Eau. 1,5	0.798	(K)
Tartre. . . . . 1 Eau. 237,3	0.734	(K)
Sulfate de fer. . . . . 1 Eau. 2.5	0.765	(K)
Sulfate de soude. . . . . 1 Eau. 2.9	0.728	(K)
Alun. . . . . 1 Eau. 1.9	0.649	(K)
Acide nitrique. . . . . 94 Chaux. 1	0.6189	(LL)
Dito (1,40).	0.62	(D)
Dissolution de sucre brut.	0.086	(K)
Dito (1,17).	0.77	(D)

IV. *Acides et Alcalis.*

Vinaigre.		0.92	(D)
Acide nitrique.	pâle. . .	0.844	(K)
	(1.20). . .	0.76	(D)
	1.2989.	0.6613	(LL)
		0.62	(L)
	1.30. . .	0 66	(D)
	1,355. . .	0.376	(K)
	1,36. . .	0.63	(D)
Hydrochlorique.	(1.122). .	0.680	(K)
	(1.153). .	0.60	(D)
Sulfurique.	(1.885). .	0.7 8	(K)
	(1.872).	0.429	(K)
		0.34	(L)
	(1.844). .	0.55	(D)
	(1.87). . .	0.3345	(LL)
		0.333	(Ir.)
Dito. 4. Eau. 5.		0.6631	(LL)
Dito. 4. *Id.* 3.		0.6031	(LL)
Dito, volumes égaux.		0.52	(D)
Acide acétique (1.056).		0.66	(D)
Potasse (1,346).		0.759	(K)
Ammoniaque.	(0.997).	0.708	(K)
	(0.948).	1.03	(D)

		Calorique spécifique.	
V. *Liquides inflammables.*			
Alcool		1.086	(K)
		0.930	(Ir.)
	(0.817)	0.70	(D)
		0.6666	(Ir.)
		0.64	(L)
		0.801	(Ir.)
	(0.853)	0.58978	(R)
	(0.818	0.54998	(R)
	(0.848)	0.76	(D)
Ether sulfurique	(0.76)	0.66	(D)
	(0.729)	0.54329	(R)
Huile d'olives		0.718	(K)
		0.50	(L)
		0.43849	(R)
Huile de lin		0.518	(K)
		0.45192	(R)
Huile de blanc de baleine		0.5000	(C)
		052	(D)
Huile de thérébentine		0.400	(Ir.)
		0.33856	(R)
Naphte		0.41519	(R)
Spermaceti		0.399	(K)
Dito fluide		0.320	(Ir.)
VI. *Fluides animaux.*			
Sang artériel		0.0300	(C)
		0.913	(J. D)
Sang veineux		0.8928	(C)
		0.903	J. D.)
Lait de vache		0.9999	(C)
		0.98	(D)
VII. *Solides animaux.*			
Peau de bœuf avec le poil		0.7870	(C)
Poumon de brebis		0.7690	(C)
Maigre de bœuf		0.7400	(C)
VIII. *Solides végétaux.*			
Pin sauvage		0.65	(W)
Sapin		0.60	(W)
Tilleul des bois		0.62	(W)
Epicéa		0.58	(W)
Pommier sauvage		0.57	(W)
Aune		0.53	(W)
Cotton		0.53	

Suite des Solides végétaux.	Chlorique spécifique.	
Chêne rouvre	0.51	(W)
Frêne commun	0.51	(W)
Poirier	0.50	(W)
Riz	0.5050	(C)
Féverolles	0.5020	(C)
Poudre de pin	0.5000	(C)
Pois	0.4920	(C)
Hêtre	0.49	(W)
Charme commun	0.48	(W)
Bouleau	0.48	(W)
Froment	0.4770	
Orme	0.47	(W)
Chêne blanc	0.45	(W)
Prunier ordinaire	0.44	(W)
Ebène du commerce	0.43	(W)
Orge	0.4210	(C)
Charbon de terre	0.28	(D)
	0.2777	(C)
Charbon de bois	0.2631	
Avoine	0.4160	(C)
Fraisil	0.1923	(C)

IX. *Substances terreuses, poterie et verre.*

Hydrate de chaux	0.40	(D)
Craie	0.27	(D)
	0.2564	(C)
Chaux vive	0.30	(D)
	0.2229	(C)
	0.2168	(LL)
Cendres de charbon de terre	0.1855	(C)
Cendres d'orme	0.1402	(C)
Agathe (2648)	0.195	(W)
Poterie	0.195	(K)
Crownglass	0.200	(Ir.)
Cristal	0.1929	(LL)
Verre de Suède (2,386)	0.187	(W)
Flint-glass	0.19	(D)
	0.174	(K)

X.

Soufre	0.19	(D)
	0.183	(K)
Sel marin	0.23	(D)

XI. *Métaux.*

		Calorique spécifique.	
Platine		0.18	(Ir.)
Fer		0.243	(Ir.)
		0.13	(D)
		0.125	(K)
		0.1269	(C)
	(7.876)	0.126	(W)
Laiton (8,336)		0.1123	(C)
		0.116	(W)
		0.11	(D)
Cuivre (8,784)		0.1111	(C)
		0.114	(W)
		0.11	(D)
Fer en feuilles		0.1099	(LL)
Métal de canons		0.1100	(R)
Nickel		0.10	(D)
Zinc	(7.154)	0.0943	(C)
		0.102	(W)
		1.10	(D)
Argent	(10.001)	0.082	(W)
		0.08	(D)
Etain		0.068	(K)
		0.0704	(C)
		0.07	(D)
		0.060	(W)
Antimoine		0.086	(K)
		0.0645	(C)
	(6.107)	0.063	(W)
		0.06	(D)
Or	(19.040)	0.050	(W)
		0.05	(D)
Plomb		0.050	(K)
		0.0352	(C)
	(11.456)	0.042	(W)
		0.04	(D)
Bismuth	(9.861)	0.043	(W)
		0.04	(D)
Mercure		0.033	(K)
		0.0357	(C)
		0.0290	(LL)
		0.0496	(D)

XII. *Oxides.*

Oxide de fer	0.320	(K)

Suite des Oxides.

	Calorique spécifique.	
Rouille de fer.	0.2500	(C)
Dito, purgée d'air.	0.1666	(C)
Oxide blanc d'antimoine, lavé. . . .	0.220	(K)
	0.2272	(C)
Dito presque purgé d'air.	0.1666	(C)
Oxide de cuivre *id.*	0.2272	(C)
Oxides de plomb et d'étain.	0.102	(K)
Oxide de zinc.	0.1369	(C)
Oxide d'étain à-peu-près purgé d'air.	0.0990	(C)
	0.096	(K)
Oxide jaune de plomb.	0.0680	(C)
	0.068	(C)

(C) Docteur Crawford.
(D) Dalton.
(K) Kirwan.
(LL) Lavoisier et La Place.
(L) Leslie.
(M) Mayer.
(R) Rumford.
(W) Wilke.
(Ir.) Irvine.
(J.D) John Davy.

Les observations les plus importantes concernant le calorique spécifique des corps examinés jusqu'à présent, sont celles qui suivent :

Résultats généraux.

1. Le docteur Crawford conclut des résultats du grand nombre d'expériences qu'il fit relativement au calorique spécifique des corps à des températures diverses, qu'il est à-peu-près permanent dans le même corps, tant que ce corps ne change pas d'état; mais son raisonnement est fondé sur deux suppositions qui n'ont été ni l'une ni l'autre suffisamment prouvées. La première, que le thermomètre à mercure donne la mesure exacte du calorique; la seconde, qu'il n'y a point d'union chimique du calorique avec les corps. A l'aide de ces suppositions, qui ne nous paraissent pas admissibles, il trouva que le calorique spécifique de l'eau ne varie point à des températures différentes, et il finit par annoncer, qu'en mêlant des corps à diverses températures avec de l'eau, il établissait la permanence de leur calorique spécifique *. M. Dalton a dernièrement avancé que le calorique spécifique de tous les corps, augmente avec leur température, et son raisonnement à cet égard, quoiqu'il ne soit pas parfaitement concluant, est au moins très-plausible et probable.

* Crawford, *on Heat*, p. 53.

2. Toutes les fois qu'un corps change d'état, son calorique spécifique change en même-temps. Si c'est un solide qui devient liquide, ou si c'est un liquide qui est converti en fluide élastique, le calorique spécifique *augmente*. Il *diminue*, si c'est un fluide élastique qui devient liquide, ou un liquide qui devient solide. La découverte de ce fait très-important est due au docteur Irvine, qui l'appliqua avec beaucoup de sagacité à l'explication d'un grand nombre de phénomènes curieux et remarquables.

3. Le calorique spécifique des corps augmente par leur combinaison avec l'oxigène; ainsi le calorique spécifique des oxides métalliques est plus grand que celui des métaux, et les acides en ont plus que leurs bases. Crawford se servit avec avantage de ce fait, qu'il avait observé le premier, pour établir sa théorie de la chaleur animale.

4. Le calorique spécifique de l'oxigène diminue lorsqu'il entre en combinaison avec des substances inflammables : ce fait, annoncé aussi par Crawford, ne paroît pas établi d'une manière entièrement satisfaisante.

2. *De la quantité absolue de calorique dans les corps.*

On voit que la quantité relative de calorique dans les différens corps, varie considérablement, même quand ils sont, d'après l'indication du thermomètre, à la même température. Cet instrument ne peut donc servir pour donner la mesure de la quantité de calorique contenu dans les corps, puisque, sans parler du calorique spécifique, il ne dénote pas du tout la présence du calorique qui occasionne la fluidité. Ainsi la vapeur de l'eau à 100° centig. contient 555° centig. de calorique de plus que l'eau bouillante, et cependant la température de l'une et de l'autre est la même. Existe-t-il alors un moyen quelconque de connaître la quantité absolue de calorique que contient un corps? A quel degré un thermomètre (en supposant cet instrument propre à la mesure d'une température aussi basse) s'arrêterait-il, si on l'appliquait à un corps entièrement privé de calorique? Ou, quel est le degré du thermomètre qui répond au zéro réel?

Le docteur Irvine de Glasgow, est le premier qui conçut la possibilité de résoudre cette question. Il établit à cet égard une théorie qui, je ne sais par quelle raison, a été attribuée par plusieurs écrivains à Kirwan.

1. Il est évident que si le calorique spécifique des corps continue d'être le même à toutes les températures, la quantité absolue de calorique dans les corps doit être proportionnelle au calorique spécifique. Ainsi le calorique spécifique de l'huile de baleine n'étant que la moitié de celui de l'eau, l'eau doit contenir deux fois autant de calorique que l'huile de baleine à la même température. Supposons l'un et l'autre de ces deux corps entièrement dépouillés de calorique, et que dans cet état on leur applique un thermomètre, dont le point zéro indique le froid absolu, ou l'absence totale de calorique. Pour élever la température de l'huile et de l'eau, d'un degré, il faudra les plonger dans une certaine quantité de calorique qui, pour l'eau, devra être double de celle nécessaire pour produire le même effet sur l'huile; et comme ce n'est que de cette manière qu'on parviendrait à augmenter la température de ces deux substances de 2, 3, 4 et d'un nombre quelconque de degrés, il s'ensuit, qu'à toutes les températures l'eau devra contenir deux fois autant de calorique que l'huile. Hypothèse du docteur Irvine.

2. C'est sur cette supposition, que le calorique spécifique des corps continue d'être le même à toutes les températures, que le docteur Irvine fondait son raisonnement. Il avait reconnu que lorsqu'un corps passe de l'état de solide à celui de liquide, son calorique spécifique augmente en même-temps, et il avait observé qu'il en était ainsi lorsqu'un liquide était converti en fluide élastique; mais cette permanence du calorique spécifique des corps sur laquelle il établissait sa théorie, n'avait réellement lieu que pendant qu'ils restaient dans le même état. Le docteur Irvine supposait également que, lorsqu'un corps solide est converti en un liquide, le calorique absorbé, sans qu'il en résulte aucun accroissement de température, ou le calorique latent, n'est que la conséquence de l'augmentation du calorique spécifique du corps. Ainsi, quand la glace est convertie en eau, il y a absorption de 77° cent. de calorique, parce que le calorique spécifique de l'eau est, comparativement à celui de la glace, assez considérable pour que cette quantité additionnelle de calorique lui soit nécessaire pour la maintenir à la même température qu'elle avait lorsque son calorique spécifique était moindre. Il explique, par la même supposition, l'absorption du calorique lors de la conversion des liquides en fluides élastiques.

3. La théorie du docteur Irvine sur le calorique absolu des corps, est établie sur ces deux suppositions, qu'il considérait comme premiers principes. Par la première, il trouvait la proportion des quantités absolues de calorique des corps, et par la seconde, la différence entre ces quantités. Avec ces données, il était facile d'évaluer la quantité absolue de calorique de tout corps quelconque. Si l'on suppose par exemple, que le calorique spécifique de l'eau est à celui de la glace comme 10 est à 9, et que par la conversion de la glace en eau, la quantité de calorique absorbé est de 77° centigrades; soit x la quantité absolue de calorique dans la glace à zéro, il est évident que cette quantité dans l'eau à zéro est $x + 77°$; mais ces deux quantités sont, l'une à l'autre, comme 10 est à 9. On aura donc cette proportion, $10 : 9 :: x + 77° : x$, et par conséquent $10x = 9x + 693°$, d'où l'on tire $x = 693°$ centigrades. On trouvera donc que la quantité absolue de calorique dans la glace à zéro est d'environ 693° centigrades. Celle de l'eau à la même température sera par conséquent de 770° centigr.; ou, en établissant la proportion différemment, et en considérant que le calorique spécifique de l'eau est à celui de la glace, comme 10 est à 9, il est clair que les 77° centigrades de calorique qu'abandonne l'eau, lorsqu'elle passe à l'état de glace, représentent les 0,10 de la totalité du calorique qu'elle contenait. Cette quantité était donc de $77° \times 10$, ou 770° cent.

Telle était l'ingénieuse méthode que proposait le docteur Irvine, pour connaître le zéro réel, ou le degré auquel s'arrêterait un thermomètre, s'il était appliqué à un corps entièrement dépourvu de calorique. On voit que, par le calcul ci-dessus, il serait, à l'égard de la glace, de 693° centigr. environ au-dessous du zéro; cependant M. Crawford, qui a fait ses expériences sur un grand nombre de corps différens, le place à —851° centigr. M. Dalton, qui s'est aussi occupé de la même question, a trouvé, pour terme moyen de ses expériences, 3351° centigr. au-dessous de zéro, comme représentant le zéro réel*.

4. Malheureusement, la vérité des principes qui servent de base à cette théorie du docteur Irvine, n'est pas bien établie. Loin que sa première proposition, savoir, que le calorique spécifique des corps continue d'être le même à toutes les

* New System of chemical Philosophy, p. 97.

températures, soit démontrée par l'expérience, le contraire a lieu dans quelques cas, ainsi que le docteur Irvine lui-même l'a éprouvé à l'égard de l'huile de baleine et de la cire, et que l'a observé le docteur Crawford, dans d'autres circonstances *. Mais lors même que cette proposition serait vraie, nous n'en serions pas plus en droit d'affirmer que le calorique spécifique est proportionnel au calorique absolu. Car quoique, par exemple, le calorique spécifique de la glace soit à celui de l'eau comme 9 est à 10, il ne s'en suit pas que leur calorique absolu suive la même proportion; ou bien il faudra supposer que le calorique est incapable de s'unir chimiquement aux corps. Seul cas où la proposition peut, en effet, être admise.

5. La seconde proposition, consistant en ce que l'absorption du calorique par un corps, pendant qu'il change d'état, est due au changement du calorique spécifique du corps, n'est également appuyée d'aucune preuve directe, et ne peut, en effet, être admise, si l'on considère le calorique comme susceptible de combinaison chimique avec les corps. Elle n'assigne aucune cause au changement d'état du corps, tandis que la théorie du docteur Black en rend raison. La disparition des 555° centigrades de calorique, lors de la conversion de l'eau en vapeur, suivant le docteur Irvine, n'est que la conséquence de l'augmentation du calorique spécifique de la vapeur sur celui de l'eau.

Mais quelle est la cause qui produit ce changement d'état de l'eau, et qui lui donne cette tendance que nous lui connaissons, à absorber le calorique avant qu'elle soit effectivement devenue vapeur, tendance au moyen de laquelle ce liquide exerce une force capable de lui faire vaincre les obstacles les plus puissans? Si ce changement est l'effet de la combinaison du calorique, ainsi que l'annoncent tous les phénomènes, alors l'hypothèse du docteur Irvine est inadmissible: car de sa théorie et de celle de Crawford, résulte également cette conséquence, comme axiome, que le calorique est incapable de combinaison avec les corps.

6. Une autre suite de phénomènes, d'où le docteur Irvine tira ses conclusions, mérite plus d'examen. Lorsque deux corps s'unissent ensemble chimiquement, il se produit presque toujours un changement de température; le composé

* On Heat, p. 478.

abandonnant, ou absorbant du calorique. Le docteur Irvine s'assura, par un grand nombre d'expériences variées, que cette combinaison est accompagnée d'un changement semblable dans le calorique spécifique du composé[1]. Lorsque son calorique spécifique augmente, le composé produit le froid; si ce calorique spécifique diminue, il y a dégagement de calorique.

Le docteur Irvine inféra de ces faits, conformément à son opinion, que le calorique dégagé, ou absorbé, dans ces cas, était proportionnel au changement de calorique spécifique, et la conséquence de ce changement. Ainsi, il était facile, d'après cette hypothèse, en connaissant le calorique spécifique de deux corps avant leur combinaison, le calorique spécifique du composé, et le calorique dégagé ou absorbé, de déterminer la quantité absolue de calorique que ce corps contenait. Soit, par exemple, le calorique spécifique de deux corps avant leur combinaison $= a$, et après la combinaison $= 1$. Il est évident que, pendant leur combinaison, ils doivent avoir cédé la moitié de leur calorique absolu; et en supposant la quantité de calorique dégagé égale à 400° cent., on aura, pour celle totale contenue dans les deux corps, 2 fois 400 ou 800° cent. Si l'on suppose les deux corps A et B combinés ensemble à poids égaux, le calorique spécifique de A étant C et celui du corps B, c; soit le calorique spécifique, après la combinaison $K + k$, alors, suivant le docteur Irvine, $C + c - \overline{K + k} : \overline{K + k} :: l, =$ le calorique dégagé: $S =$ le calorique absolu, d'où on a $S = \frac{l(K+k)}{C+c-K-k}$. Si les poids des corps combinés ne sont pas égaux, alors soit Q le poids du corps A, et q celui du corps B, on aura, comme ci-dessus, $CQ + cq - \overline{KQ + kq} : \overline{KQ + kq} :: l : S$, et par conséquent $S = \frac{l(KQ+kq)}{CQ+cq-KQ-kq}$.

Cette hypothèse ne peut être vraie, que dans la supposition que la quantité S, trouvée par le mélange des substances dans des proportions différentes, est toujours la même: que dans le cas, par exemple, où en mêlant ensemble, en diverses proportions, de l'eau et de l'acide sulfurique concentré, le

[1] Crawford, *on Heat*, p. 465.
[2] Seguin, *Ann. de Chim.* V, 231.

calorique dégagé à chaque essai de mélange, comparé avec le changement de calorique spécifique, donnerait la même valeur de *S*. Mais les résultats des expériences faites sur ce sujet n'offrent point une semblable valeur constante de *S*. Celles de Gadolin s'en rapprochent bien un peu; mais les expériences de Lavoisier et Laplace présentent de grandes anomalies, ainsi qu'on pourra le voir par les résultats qu'ils obtinrent.

D'après ces expériences :

1°. Un mélange d'eau et de chaux vive, dans la proportion de 9 à 16, donne le zéro réel, à 1921° centig. au-dessous du zéro thermométrique;

2°. Un mélange d'acide sulfurique et d'eau, dans la proportion de 4 à 3, le fixe à 4052° centigr.

3°. Le même mélange, dans le rapport de 4 à 5, le place à 1461° centigr.

4°. Enfin par un mélange d'acide nitrique et de chaux, dans le rapport de 9.33 à 1, il se trouve être de $\frac{1889}{-5,04761}$ ou $\frac{1361}{-[illegible]}$.

Le résultat moyen des expériences de Gadolin, sur des mélanges d'acide sulfurique et d'eau, place le zéro réel à 1295° centigr. au-dessous du zéro thermométrique.

Les résultats des expériences de Dalton, font varier ce terme du zéro réel de — 2323° à — 6129° centigrades. Le résultat moyen de ces expériences, le porte à — 3434° centigr. [2].

Les expériences du docteur Irvine, fixent le zéro réel à — 518° centigr. et les expériences du docteur Crawford, l'établissent à — 851° centigr.

Les résultats de ces expériences diffèrent si considérablement les uns des autres, qu'ils doivent suffire, si nous les supposons exacts, pour prouver combien les suppositions avancées sont peu fondées, et pour nous convaincre que l'hypothèse du docteur Irvine ne peut être admise, tant qu'on n'y trouvera pas les moyens d'expliquer les anomalies que ces résultats présentent.

7. M. Dalton [3] a proposé dernièrement une autre méthode pour déterminer la quantité absolue de calorique dans les corps. Ce savant suppose que la force de répulsion, qui existe Hypothèse de M. Dalton.

[2] Seguin, *Ann. de Chim.* V, 232.
[3] New System of chemical Philosophy, p. 97.
[4] Manchester's *Mémoirs*. V.

entre les molécules des fluides élastiques, est due à la combinaison du calorique avec ces molécules, et qu'elle est toujours proportionnelle à la quantité absolue de calorique ainsi combiné. Maintenant le diamètre de la sphère d'étendue de l'influence d'une molécule est la mesure de la répulsion, et il est proportionnel à la racine cube de toute la masse. La répulsion exercée par les molécules d'un fluide élastique à différentes températures, est proportionnelle à la racine cube du volume du fluide à ces températures; donc, suivant cette hypothèse, la quantité absolue de calorique dans les fluides élastiques à différentes températures, est proportionnelle aux racines cubes de leurs volumes à ces températures. Ainsi, par exemple, le volume de l'air à 13° centigr. étant 1000, il sera de 1325 à 100° centigr. Donc le calorique absolu dans l'air à 13° centigr., est à celui dans l'air à 100° centigr. comme $\sqrt[3]{1000}$ est à $\sqrt[3]{1325}$ ou à-peu-près, comme 10 : 11. Soit x le calorique absolu de l'air à 13° centigr., alors le calorique absolu de l'air à 100° centigr. est $x + 87°$ cent.; ce qui donne la proportion $10 : 11 :: x : x + 87°$: d'où l'on tire $11x = 10x + 870°$ et $x = 870°$ cent. En retranchant de cette quantité absolue du calorique de l'air à 13° centig., le nombre des degrés de sa température, on aura pour terme du zéro réel 857° centigr. au-dessous du zéro thermométrique [1].

Ces résultats, d'après l'hypothèse de Dalton, correspondent, à-peu-près, à ceux que le docteur Crawford obtint de quelques-unes de ses expériences; mais en appliquant cette hypothèse à d'autres températures, on ne trouvera plus la même coïncidence, ainsi que l'a fort bien fait remarquer un écrivain anonyme, dans le journal de Nicholson [2]. Il paraît, d'après les exemples qu'on y cite, que plus la température à laquelle la comparaison se fait est élevée, et plus le point obtenu, comme terme du commencement de l'échelle du calorique, est bas; mais il est probable, ainsi que l'a observé Dalton, que cela provient de ce que le thermomètre n'est pas une mesure exacte de l'échelle de température [3]: car en la corrigeant d'après les expériences de Deluc, l'anomalie disparaît dans un des exemples présentés.

---

[1] Manchester *Mémoirs*. V, 601.
[2] 1803. IV, 223.
[3] *Ibid.* V, 34.

Quoique cette hypothèse de Dalton soit établie sur une supposition dont la vérité ne peut être démontrée, elle n'en paraît pas moins extrêmement probable jusqu'à un certain point. Si en effet les fluides élastiques doivent leur état particulier de fluidité au calorique, et si leur élasticité augmente comme leur quantité de calorique s'accroît, je ne vois pas comment on pourrait nier que la répulsion entre les molécules de ces corps, est proportionnelle au calorique qui y est combiné; non pas cependant à la totalité de leur calorique, mais à cette portion seulement qui occasionne leur élasticité, et qui l'augmente. On est généralement d'accord à présent, que par la soustraction du calorique, les fluides élastiques peuvent être convertis en liquides, et même en solides. Dalton lui-même est un des partisans de cette opinion; mais loin que la répulsion existe entre les molécules des liquides et des solides, elles jouissent d'une propriété contraire; elles s'attirent, et cependant on ne peut disconvenir qu'elles ne contiennent toutes une grande quantité de calorique. Lorsqu'on convertit des fluides élastiques en liquides, en leur enlevant du calorique, on détruit dans leurs molécules la force répulsive, et néanmoins on leur laisse encore une quantité considérable de calorique. Ce n'est donc pas alors de la totalité du calorique combiné avec les molécules des fluides élastiques, que provient leur force de répulsion, mais seulement d'une portion de ce calorique. On ne dira pas, sans doute, que la force répulsive des molécules des fluides élastiques est proportionnelle à la quantité de calorique qui n'a aucune action pour produire cet effet, et qui resterait en combinaison, lors même que la force de répulsion serait anéantie; elle ne peut donc être proportionnelle qu'à la portion du calorique qui l'occasionne, et c'est cette quantité seulement que l'hypothèse de Dalton peut nous donner les moyens de connaître. Pour avoir celle totale de calorique que les fluides élastiques contiennent, il faudrait supposer qu'ils continuent d'être à cet état tant qu'ils ne sont pas entièrement privés de leur calorique, excepté dans la dernière molécule, et une telle supposition ne peut avoir lieu. L'hypothèse de Dalton ne nous donne même aucune notion précise du calorique de fluidité élastique d'un corps, qu'autant que le calorique spécifique du corps étant déterminé,

Insuffisante.

* Manchester's *Memoirs*. 1803. V, 34.

on réduit la quantité du calorique de fluidité à un terme connu, comme à celui du nombre de degrés dont il éleverait la température de l'eau, en supposant qu'il ne lui fît pas changer d'état. Cela est en effet absolument nécessaire dans tous les cas de recherches du zéro réel; car comme il faut plus de calorique pour élever la température d'un corps d'un certain nombre de degrés, que pour produire le même changement sur un autre, si l'on suppose ces deux corps entièrement privés de calorique, et élevés ensuite l'un et l'autre à une certaine température, le nombre des degrés de calorique ajouté à chacun des deux serait égal; cependant la quantité absolue de calorique qu'ils auraient reçue l'un et l'autre serait très-différente. Le terme de zéro réel ne peut donc avoir de signification, pour exprimer la quantité de calorique dans les corps, qu'autant qu'on la rapporte à quelque corps particulier, comme l'eau, dont on fait un objet de comparaison.

3.° *Du froid.*

Après avoir exposé les méthodes indiquées pour connaître la quantité relative de calorique dans les corps à la même température, et les différentes hypothèses établies concernant la recherche de leur calorique absolu, il ne nous reste plus que quelques observations à faire sur la soustraction de ce calorique des corps, ou sur ce qu'on appelle dans le langage ordinaire, *froid*. Lorsque le calorique se combine avec nos propres corps, ou s'en sépare, nous éprouvons, dans le premier cas, la sensation de la *chaleur*, et dans le second, celle du *froid*. Lorsque je pose la main sur un fer chaud, une portion du calorique du fer l'abandonne pour entrer dans ma main, et il en résulte pour moi la sensation de la chaleur. Si, au contraire, je touche un morceau de glace, le calorique s'échappe avec rapidité de ma main pour se combiner avec la glace, et j'éprouve la sensation du froid. Ainsi, c'est l'entrée du calorique dans nos corps, qui produit sur nous l'effet de la chaleur, comme c'est de sa sortie de nos corps que résulte pour nous la sensation du froid. On appelle corps chaud, celui qui communique du calorique aux corps environnans; et corps froid, celui qui absorbe le calorique des autres corps. La force des sensations, que nous éprouvons, de la chaleur et du froid, dépend de la rapidité avec laquelle le calorique

Sensation de la chaleur et du froid, expliquée.

entré dans nos corps ou s'en échappe; et cette rapidité est proportionnelle à la différence de température entre nos corps et la substance chaude ou froide, ainsi qu'à la faculté conductrice de cette substance. Plus la température d'un corps est élevée, plus la sensation de chaleur qu'il communique est forte; de même aussi, plus la température du corps est basse, et plus le froid qu'il fait éprouver est considérable; lorsque la température est la même, les sensations dépendent de la faculté conductrice de la substance.

Ainsi ce qu'on appelle vulgairement le *froid*, n'est autre chose que l'absence de la quantité ordinaire de calorique; et en disant qu'un corps est *froid*, nous n'exprimons autre chose, sinon qu'il y existe moins de calorique qu'il n'en contient ordinairement, ou que sa température est plus basse que celle de nos corps.

Quelques physiciens ont cependant soutenu que le froid ne résultait pas simplement de la soustraction du calorique, mais encore de l'addition de quelque chose de positif, d'un corps particulier doué de qualités spécifiques. Cette opinion, que partageaient Muschenbroeck et de Mairan, paraît en général avoir été celle des physiciens du commencement du 18.e siècle. Suivant eux, le froid est une substance de nature saline ayant beaucoup de ressemblance avec le nitre, flottant continuellement dans l'air, et charriée par le vent en corpuscules d'une grande ténuité, auxquels ils donnèrent le nom de *particules frigorifiques*. Froid attribué à des molécules frigorifiques.

Ces savans furent portés à adopter cette hypothèse par la difficulté qu'ils trouvèrent à expliquer autrement la congélation de l'eau. Ils la considéraient comme l'effet produit par ces particules frigorifiques, qui s'insinuant d'elles-mêmes, comme des coins, entre les molécules de l'eau, en détruisaient la mobilité et la convertissaient en glace. Ce fut le docteur Black qui, en découvrant la véritable cause de cette conversion, bannit à jamais, des régions de la philosophie, ces molécules frigorifiques, dont ceux, qui en étaient les partisans, ne purent jamais donner d'autres preuves de leur existence, que la facilité qu'elles leur présentaient pour l'explication de certaines apparences; aussi, dès qu'on put rendre raison de ces apparences sans avoir recours à cette supposition, tout motif de l'établir fut détruit, et on cessa de s'en occuper. Leur existence réfutée.

Réflexion apparente du froid.

Le seul fait qui ait pu donner quelque consistance à l'opinion que le froid est un corps, résulte de la très-curieuse expérience suivante de M. Pictet*. Il plaça deux miroirs concaves d'étain à la distance de trois mètres environ l'un de l'autre; il mit au foyer de l'un de ces miroirs un thermomètre à air très-sensible; et au foyer de l'autre, un matras de verre rempli de neige; à l'instant où le matras fut en expérience, le thermomètre descendit de plusieurs degrés, et il remonta dès que le matras eut été retiré. En versant de l'acide nitrique sur la neige que contenait le matras (ce qui augmente le froid), le thermomètre descendit de quelques degrés plus bas.

Mais cette expérience intéressante s'explique d'une manière satisfaisante, au moyen de la théorie de Prévost sur le calorique rayonnant. D'après elle, l'abaissement du thermomètre est réellement dû à ce que le calorique rayonné est en proportion plus petite que celle ordinaire.

Il est possible de produire un très-grand degré de froid, en mêlant ensemble différens solides susceptibles de devenir subitement liquides. On en a déjà expliqué la raison; mais comme on a souvent l'occasion de faire usage en chimie de mélanges semblables, pour parvenir à exposer les corps à l'influence d'une température suffisamment basse, nous pensons qu'il pourra être utile d'indiquer les différentes substances, dont on peut se servir avec avantage

* Cette expérience, ou au moins une semblable, avait été faite depuis long temps, et se trouve rapportée dans les Essais de l'académie *del Cimento*, traduits par Waller, en 1684, p. 103. On y présente ainsi le détail de la neuvième expérience sur le froid réfléchi: « Voulant essayer si un miroir concave, placé en avant d'une masse » de glace du poids de 500 livres, produirait quelque répercussion » sensible de froid sur un thermomètre très-délicat de 400°, placé à » son foyer, la vérité est qu'il commença immédiatement à s'abaisser; » mais, à raison de sa grande proximité de la glace, il y avait lieu de » douter lesquels, des rayons de froid directs ou réfléchis, étaient » les plus efficaces. Nous nous avisâmes, à cet effet, de couvrir le » miroir, et alors (quelle qu'en puisse être la cause) l'esprit-de-vin » commença réellement à s'élever. Quoi qu'il en soit, nous ne pou- » vons pas assurer que cela ne provint pas de quelqu'autre cause que » de la non-réflexion du miroir, parce que nous manquâmes, en » faisant ces essais, de ce qui nous aurait été nécessaire pour rendre » nos expériences bien exactes ». Il paraît également que l'expérience de Pictet avait été faite par André Gaertner, mécanicien du Roi de Pologne, et publiée par lui en 1785.

Voy. *Ann. de Chim.* LXXI, 159.

pour cet objet, ainsi que les degrés de froid qu'on peut obtenir avec chacune d'elles.

M. Fahrenheit est le premier qui ait fait des expériences sur les mélanges frigorifiques; mais ce sujet a été beaucoup plus complètement traité par M. Walker, dans différens mémoires publiés dans les transactions philosophiques de 1787 à 1801. Le professeur Lowitz y a fait, depuis, plusieurs additions intéressantes; et il a particulièrement reconnu, qu'en mêlant de l'*hydrochlorate de chaux* avec de la neige, on obtenait un très-grand degré de froid [1]. Ses expériences ont été dernièrement répétées avec beaucoup d'étendue par M. Walker [2]: on en trouvera les résultats dans la table suivante. Mélanges frigorifiques.

TABLE I.

Mélanges frigorifiques sans glace.

Mélanges.	Parties.	Abaissement du thermomètre. Ech. centig.	Degrés de froid produit.
Hydrochlorate d'ammoniaque.	5		
Nitrate de potasse.	5	de + 10° à + 12°.	22
Eau.	16		
Hydrochlorate d'ammoniaque.	5		
Nitrate de potasse.	5		
Sulfate de soude.	8	de + 10° à + 16°.	26
Eau.	16		
Nitrate d'ammoniaque.	1		
Eau.	1	de + 10° à + 16°.	26
Nitrate d'ammoniaque.	1		
Carbonate de soude.	1	de + 10° à + 22°.	32
Eau.	1		
Sulfate de soude.	3		
Acide nitrique étendu.	2	de + 10 à + 19°.	29
Sulfate de soude.	6		
Hydrochlorate d'ammoniaque.	4		
Nitrate de potasse.	2	de + 10° à + 24.	33
Acide nitrique étendu.	4		
Sulfate de soude.	6		
Nitrate d'ammoniaque.	5	de + 10° à + 26°.	36
Acide nitrique étendu.	4		

[1] Ann. de Chim. XXII, 297; et XXIX, 281.
[2] Phil. Trans. 1801, p. 120.

Mélanges.	Parties.	Abaissement du thermomètre. Ech. centigr.	Degrés de froid produit.
Phosphate de soude.	9	de + 10° à — 24°. . .	34
Acide nitrique étendu.	4		
Phosphate de soude.	9	de + 10° à — 29°. . .	39
Nitrate d'ammoniaque.	6		
Acide nitrique étendu.	4		
Sulfate de soude.	8	de + 10° à — 18°. . .	28
Acide hydrochlorique.	5		
Sulfate de soude.	5	de + 10° à — 16°. . .	26
Acide sulfurique étendu. . . .	4		

N. B. Si les substances étaient mêlées ensemble à une température plus élevée que celle exprimée dans cette table, l'effet serait proportionnellement plus grand. Si, par exemple, le plus puissant de ces mélanges avait lieu, à + 30° cent., le thermomètre s'abaissait à — 17° cent.

TABLEAU II.

Mélanges frigorifiques avec glace.

Mélanges.	Parties.	Abaissement du thermomètre. Ech. cent.	Degrés de froid produit.
Neige ou glace pilée.	2	à partir de toute température. à — 20°. . .	»
Hydrochlorate de soude. . . .	1		
Neige ou glace pilée.	5	à — 24°. . .	»
Hydrochlorate de soude. . . .	2		
Hydrochlorate d'ammoniaque.	1		
Neige ou glace pilée.	24	à — 28°. . .	»
Hydrochlorate de soude. . . .	10		
Hydrochlorate d'ammoniaque.	5		
Nitrate de potasse.	5		
Neige ou glace pilée.	12	à — 31°. . .	»
Hydrochlorate de soude. . . .	5		
Nitrate d'ammoniaque. . . .	5		
Neige.	3	de 0 à — 30°. . .	30
Acide sulfurique étendu. . . .	2		
Neige.	8	de 0 à — 33°. . .	33
Acide hydrochlorique étendu.	5		
Neige.	7	de 0 à — 34°. . .	34
Acide nitrique étendu.	4		
Neige.	4	de 0 à — 40°. . .	40
Hydrochlorate de chaux. . . .	5		

Mélanges.	Parties.	Abaissement du thermomètre. Ech. centigr.	Degrés de froid produit.
Neige.	2	de 0 à—45°. . .	45
Hydrochlorate de chaux. . . .	3		
Neige.	3	de 0 à—46°. . .	46
Potasse.	4		

TABLE III.

Combinaisons de mélanges frigorifiques.

Mélanges.	Parties.	Abaissement du thermomètre. Ech. cent.	Degrés de froid produit.
Phosphate de soude.	5		
Nitrate d'ammoniaque.	3	de—32° à—36°. . .	4
Acide nitrique étendu.	4		
Phosphate de soude.	3		
Nitrate d'ammoniaque.	2	de—36° à—46°. . .	10
Acides mélangés étendus. . . .	4		
Neige.	3		
Acide nitrique étendu.	2	de—32° à—43°. . .	11
Neige.	8		
Acide sulfurique étendu. . .	3	de—23° à—50°. . .	27
Acide nitrique étendu. . . .	3		
Neige.	1		
Acide sulfurique étendu. . . .	1	de— 7° à—51°. . .	44
Neige.	3		
Hydrochlorate de chaux. . . .	4	de— 7° à—44°. . .	37
Neige.	3		
Hydrochlorate de chaux. . . .	4	de—12° à—48°. . .	36
Neige.	2		
Hydrochlorate de chaux. . . .	3	de— 9° à—55°. . .	46
Neige.	1		
Hydrochlorate de chaux. . . .	2	de—32° à—54°. . .	22
Neige.	1		
Hydrochlorate de chaux. . . .	3	de—40° à—58°. . .	18
Neige.	8		
Acide sulfurique étendu. . . .	10	de—55° à—64°. . .	15

Il faut, pour produire ces effets, que les sels employés soient tout récemment cristallisés, et réduits en

poudre très-fine. Il est nécessaire aussi que les vaisseaux, dont on se sert pour faire les mélanges frigorifiques, soient très-minces, et assez larges seulement pour les contenir; enfin le mélange doit être fait le plus promptement possible. Avant d'employer les substances avec lesquelles on veut opérer un grand degré de froid, on les réduit d'abord à la température indiquée dans la table, en les mettant dans quelques-uns des autres mélanges frigorifiques; et on les mêle alors ensemble dans un mélange frigorifique de même nature. Si, par exemple, il s'agit de produire un froid de — 45° centigrades, il faudra d'abord, et avant de les mêler ensemble, refroidir la glace et l'acide nitrique étendu jusqu'à — 18° centigrades, en plaçant le vaisseau contenant chacune de ces substances dans le dixième mélange frigorifique de la table. S'il faut produire un degré de froid encore plus grand, on abaissera convenablement la température des substances, en les soumettant encore, avant de les mêler ensemble, à l'effet d'un second mélange frigorifique, et on continuera à opérer préalablement ainsi sur ces substances jusqu'à ce qu'on ait obtenu le degré du froid qu'on désirait *.

SECTION VI.

Des sources du calorique.

Nous connaissons la nature, les propriétés et les effets du calorique, autant que les recherches faites jusqu'à présent sur ces divers objets ont pu nous en instruire. Il ne nous reste donc plus à considérer que les différens moyens par lesquels le calorique peut être dégagé ou rendu sensible, ou les différentes sources d'où on peut l'obtenir; elles peuvent être réduites à six. Le calorique émane continuellement du soleil par *rayonnement*; il est dégagé pendant la *combustion*; et dans beaucoup de cas il est rendu sensible par la percussion, le frottement, le mélange et l'électricité. Les sources du calorique sont donc, le *soleil*,

* Walker, *Phil. Trans.* 1795.

la *combustion*, la *percussion*, le *frottement*, le *mélange*, et l'*électricité*. C'est dans cet ordre que nous allons considérer séparément chacune d'elles.

I. *Soleil.*

Nature du soleil.

Le soleil, qui constitue, pour ainsi dire, la partie vitale de tout le système solaire, est un globe immense de 142114 myriamètres, au moins, de diamètre, suivant le calcul des astronomes, et contenant 333928 fois autant de matière que la terre. Les physiciens ont supposé pendant long-temps que ce globe de matière, était dans un état de combustion violente; et c'est à cette cause qu'ils attribuaient la quantité prodigieuse de lumière et de calorique qui s'en émane continuellement; mais il paraît prouvé par les observations aussi curieuses qu'importantes faites par le docteur Herschell, que cette opinion est erronée *, et que le soleil est un globe solide opaque, semblable à celui de la terre ou autres planètes, et environné d'une atmosphère très-dense et très-étendue. Dans cette atmosphère flottent deux régions de nues : dans la région la plus basse, les nues sont opaques et semblables à celles que forment notre atmosphère; mais dans la région la plus élevée, les nues sont lumineuses, et émettent cette immense quantité de lumière à laquelle le soleil doit sa splendeur. Il paraît aussi que ces nues lumineuses sont sujettes à des variations dans leur quantité de lumière et d'éclat, ce qui, suivant le docteur Herschell, produit les différences d'émission de calorique et de lumière du soleil dans les diverses saisons, et lui paraît être une des causes principales de la différence de température dans les années.

Les rayons solaires échauffent les corps opaques en raison de ce que leur couleur est plus foncée.

1. Les rayons solaires ne produisent que peu d'effet sur les corps transparens, tandis qu'ils échauffent les corps opaques; d'où il suit que les corps transparens se laissent traverser par les rayons solaires, et que les corps opaques les retiennent, au-moins en partie. Plus la couleur du corps opaque est foncée, et plus l'élévation de sa tem-

* Phil. Trans, 1801, p. 265.

pérature, par son exposition aux rayons du soleil, est considérable. Le docteur Hooke s'assura de ce fait, connu depuis long-temps, par une suite d'expériences intéressantes, qui furent répétées par Francklin. Ce physicien ayant placé sur de la neige et exposé à la lumière du soleil, des morceaux de draps de différentes couleurs (blanc, rouge, bleu, noir), il trouva qu'ils s'enfonçaient davantage, et qu'ils acquéraient conséquemment plus de calorique, à proportion de leur teinte plus obscure. Cette expérience a été répétée avec plus de précision par Davy.

Il exposa à la lumière six morceaux de cuivre de dimensions égales, peints en blanc, jaune, rouge, vert, bleu et noir. Il les disposa de manière qu'il n'y eut qu'un de leurs côtés d'illuminé : à celui qui ne l'était pas, il fixa un morceau de cérat susceptible de fondre à la chaleur de 21° centig. Le cérat attaché au morceau de cuivre noirci devint liquide le premier, celui du morceau peint en bleu immédiatement après ; ensuite le cérat des morceaux peints en vert, en rouge, puis le morceau peint en jaune ; enfin ce fut le cérat du morceau de cuivre peint en blanc, qui se liquéfia le dernier de tous[*]. Il est actuellement bien connu que les corps de couleur obscure réfléchissent moins de lumière que ceux légèrement colorés, lors même qu'ils y sont les uns et les autres également exposés ; mais puisqu'ils en reçoivent les uns et les autres la même quantité, il est évident que les premiers doivent en absorber, en retenir plus que les seconds. Il résulte, en effet, de l'expérience suivante, que cette absorption a lieu. Thomas Wedgewood plaça deux blocs de marbre lumineux ou phosphorescent, dont l'un avait été noirci, sur un fer chauffé justement au-dessous de la chaleur rouge. Le bloc noirci ne donna pas de lumière, tandis que celui qui ne l'avait pas été en répandit en grande quantité. Ayant mis ces deux blocs une seconde fois de la même manière sur le fer chaud, il aperçut encore une faible lumière, provenant du marbre à surface nette, et toujours le marbre noirci ne produisait rien de visible. Il le nettoya alors, et posa de nouveau les deux blocs sur le fer

[*] Beddoes's *Contributions*, p. 4.

chaud. Celui qui avait été noirci ne donna précisément que la faible lumière produite par l'autre[1]. Dans ce cas, la lumière qui aurait dû provenir du marbre lumineux disparaissait; elle avait donc été arrêtée dans son passage hors du marbre, et retenue par l'enduit noir. Ainsi les substances noires sont celles qui absorbent le plus de lumière, et ce sont les corps qui s'échauffent le plus lorsqu'ils y sont exposés. Cavallo observa, qu'un thermomètre dont la boule a été noircie, se tient toujours plus élevé que celui dont la boule est nue, lorsqu'on les expose l'un et l'autre à la lumière du soleil, du jour, ou d'une lampe[2]. M. Pictet a fait la même observation, et s'est de plus assuré, qu'en laissant pendant quelque temps ensemble dans un lieu obscur, ces deux thermomètres, ils se mettent parfaitement d'accord. Il a également remarqué, qu'après les avoir fait monter l'un et l'autre d'un certain nombre de degrés, celui à boule nue descend beaucoup plus vîte que l'autre[3].

Chaleur produite par les rayons du soleil.

2. L'effet de l'action directe des rayons du soleil sur la température des corps, s'élève à peine à 49° centig.; mais on peut le rendre beaucoup plus considérable, en empêchant la communication, aux corps environnans, du calorique qu'ils reçoivent. Saussure employa une petite boîte garnie de liége mince desséché, dont il charbonna la surface de manière à la rendre noire et spongieuse, et tout à-la-fois susceptible d'absorber la plus grande quantité de rayons solaires, et de conduire le moins possible le calorique. Il recouvrit cette boîte de morceaux de verre bien transparens; lorsqu'il l'eut exposée aux rayons du soleil, un thermomètre qu'il y avait laissé, monta dans peu de minutes à 105° centig., la température de l'atmosphère n'étant que de 24° centig.[4]. Le professeur Robison construisit un appareil de même genre. Il employa trois vases très-minces de flint-glass, dont la faculté de transmission du calorique est plus grande que celle des autres espèces de verre. Ces vases de même

---

[1] Phil. Trans. 1792.
[2] *Ibid.* 1780.
[3] *Sur le Feu*, ch. 6.
[4] *Voyage sur les Alpes.* II, 932.

forme, et voûtés à leur partie supérieure, avec un intervalle entre eux d'environ 8 millimètres, posaient sur une base de liége préparé comme celui de M. Saussure, et ils étaient placés sur du duvet contenu dans un cylindre de carton. Avec cet appareil, le thermomètre monta souvent, dans un beau jour d'été, à 110°, et une fois, jusqu'à 114° centig., lors même, qu'en le présentant devant un feu clair, le thermomètre ne s'élevait pas à plus de 100° centig [1].

Chaleur produite par les lentilles.

3. Telle est la température produite par l'action directe des rayons du soleil; mais lorsque ses rayons sont concentrés par le moyen d'une lentille, ils peuvent enflammer aisément les corps combustibles, et même produire un degré de chaleur au moins aussi considérable, si ce n'est plus, que celui des feux les plus violents et les mieux soutenus. Pour obtenir cet effet, cependant, il faut que les rayons solaires soient dirigés sur quelque corps capable de les absorber et de les retenir; car il serait très-faible, ou même nul, s'ils étaient concentrés sur des corps transparens ou fluides, comme l'air, par exemple.

Le comte de Rumford a fait voir, par une expérience directe, que le pouvoir échauffant des rayons solaires n'est pas augmenté en les concentrant dans un foyer; mais que leur intensité d'action est occasionnée par un plus grand nombre de ces rayons qu'on fait porter à-la-fois sur le même point [2].

4. De ces faits, connus depuis long-temps, les physiciens inférèrent que la fixation de la lumière dans les corps, produit toujours l'élévation de leur température. On savait aussi, d'un autre côté, que la fixation d'une certaine quantité de calorique dans les corps leur donne toujours une apparence lumineuse, puisqu'en les chauffant à un certain point, ils deviennent rouges. On en concluait donc que la lumière et le calorique se développent réciproquement l'un et l'autre;

[1] *Black's Lectures*. I, 547. En transportant l'appareil dans une cave humide, avant de poser les vases de verre sur leur base de liége, de manière qu'ils fussent intérieurement remplis de l'air de la cave, le thermomètre ne s'élevait jamais au-dessus de 98° centigr.; d'où le docteur Robison concluait que l'air humide est meilleur conducteur que l'air sec, conclusion pleinement confirmée par les expériences subséquentes du comte de Rumford.

[2] Journ. de Phys. LXI, 32.

et on expliquait cet effet en supposant qu'ils ont la propriété de se repousser mutuellement.

Mais quelques-unes des expériences récentes, citées dans ce chapitre, semblent rendre plus probable que le calorique et la lumière sont des modifications de la même matière, et que, par des circonstances que, jusqu'à présent, il n'a pas été en notre pouvoir d'apprécier suffisamment, cette matière est susceptible soit de la modification à laquelle nous donnons le nom lumière, soit de celle que nous appelons calorique.

II. *Combustion.*

Il n'y a peut-être pas de phénomène plus étonnant en lui-même, plus intéressant sous le rapport de son utilité, et qui ait attiré plus particulièrement l'attention des chimistes, que la *combustion*. Lorsqu'on chauffe une pierre, ou une brique, ces corps n'éprouvent d'autre changement qu'une élévation dans leur température; lorsqu'ils sont abandonnés à eux-mêmes, ils se refroidissent aussitôt et reviennent à leur premier état; mais il n'en est pas ainsi des corps combustibles. Lorsqu'ils ont été chauffés à un certain point, à l'air, ils deviennent très-peu au-dessus beaucoup plus chauds qu'ils n'étaient; ils continuent à l'être ainsi pendant un temps considérable, en envoyant aux corps environnans un courant abondant de calorique et de lumière. Cette émission, après une certaine période, commence à diminuer, et à la fin elle cesse totalement. Le combustible a éprouvé alors le changement le plus complet; il est converti en une substance qui a des propriétés très-différentes, et qui n'est plus susceptible de combustion. Ainsi, lorsqu'on tient pendant quelque temps du charbon de bois à la température de l'air ordinaire, il s'allume, devient d'une chaleur intense, et donne pendant long-temps du calorique et de la lumière. Lorsque cette émission cesse, le charbon a totalement disparu, à l'exception d'un résidu peu considérable de cendres. Il a été presqu'entièrement converti en gaz acide carbonique, qui s'est dégagé, si l'expérience ne se fait pas dans des vaisseaux propres à le recevoir. Si on a recueilli ce gaz, on trouve que son poids excède de beaucoup celui de la totalité du charbon consumé.

Phénomènes de combustion.

1. La première explication qu'on essaya de donner de la

combustion, était bien peu satisfaisante. On supposait l'existence d'un corps élémentaire appelé *feu*, qui avait la propriété de dévorer certains autres corps, et de les convertir en sa propre substance. En mettant le feu à un fourneau rempli de charbon, on y introduisait, suivant cette hypothèse, une petite portion de l'élément du feu, qui commençait immédiatement à dévorer le charbon, et à le changer en feu, à l'exception de la portion quelconque de ce charbon qui n'était pas propre à lui servir d'aliment, et qu'il laissait à l'état de cendres.

Théorie de Hooke, sur la combustion.

2. Le docteur Hooke proposa, en 1665, une hypothèse beaucoup plus ingénieuse et plus satisfaisante sur les phénomènes de la combustion. Il annonça qu'il existe, dans l'air ordinaire, une certaine substance, qu'il considérait comme semblable, si elle n'était pas absolument la même, à celle fixée dans le salpêtre. Cette substance avait, suivant lui, la propriété de dissoudre tous les corps combustibles, mais seulement lorsque leur température était considérablement élevée. La dissolution avait si rapidement lieu, qu'elle produisait à-la-fois chaleur et lumière, qui ne résultaient l'une et l'autre, dans son opinion, que du simple mouvement des particules de la matière. La substance dissoute était en partie à l'état d'air, et en partie coagulée sous forme liquide ou solide. La quantité de cette substance dissolvante que contient un volume d'air, est incomparablement moindre que celle qui existe dans un volume égal de salpêtre, d'où il résulte qu'un corps combustible ne continue de brûler que pendant un court espace de temps dans un volume donné d'air, parce que le dissolvant étant promptement saturé, la combustion cesse d'avoir lieu. Aussi le meilleur moyen d'opérer la combustion avec succès, est-il de renouveler continuellement l'air, comme celui de l'accélérer considérablement, est de le faire affluer par le moyen de soufflets[1].

Adoptée par Mayow.

Environ dix ans après la publication de la *Micrographia* de Hooke, M. Mayow établit la même théorie dans un *Traité sur le Salpêtre*, qui parut alors à Oxford[2]. Nous lui sommes redevables d'un grand nombre d'expériences très-ingénieuses et importantes, dans lesquelles il a devancé plusieurs phy-

[1] Hook's Micrographia, p. 104. *Voyez* aussi son *Lampas*.

[2] *De sal-nitro et spiritu nitro-aereo*. . . . .

siciens modernes; mais ses raisonnemens sont pour la plupart absurdes, et ce qu'il ajoute à la théorie de Hooke est surtout excessivement extravagant. Il donne le nom de *spiritus-nitro-aereus* à la substance dissolvante de Hooke, et suppose qu'elle est formée de molécules d'une très-grande ténuité, qui sont continuellement, avec celles des corps combustibles, dans un état de lutte qui donne lieu à tous les changemens produits. Le feu consiste dans le mouvement rapide de ces molécules, et la chaleur dans leur mouvement moins accéléré. Le soleil n'est autre chose que ces particules nitro-aériennes dans un état de grande rapidité de mouvement. Elles remplissent tout l'espace : la vitesse de mouvement de ces molécules diminue en raison de leur distance du soleil; et lorsqu'elles approchent de la terre, elles deviennent pondues et constituent le *froid* *.

Théorie de Stahl.

3. Cette théorie de Hooke et Mayow ayant attiré toute l'attention des physiciens, il en parut bientôt une autre d'un genre très-différent. Proposée d'abord par Becher, elle fut depuis présentée par son disciple Stahl, avec tant d'habileté, dans une forme systématique si élégante, et appuyée de recherches si nombreuses, si appropriées, et si convaincantes, qu'elle fut aussitôt presque généralement adoptée : elle valut à ce chimiste un rang des plus distingués parmi les savans, et le constitua le fondateur de la théorie stahlienne de la combustion.

Suivant cette théorie de Stahl, toutes les substances combustibles contiennent en elles-mêmes un certain corps connu sous le nom de *phlogistique*, auquel elles doivent leur combustibilité. Cette substance est absolument la même

* Quelque absurdes que soient les additions de Mayow, à cette théorie, qui n'était pas la sienne, il faut convenir néanmoins qu'on reconnaît l'homme d'un grand génie dans son Traité, et qu'il est rempli de vues nouvelles pleinement confirmées par les découvertes récentes en chimie. C'est lui qui trouva la cause de l'augmentation de poids des métaux par la calcination; qui reconnut le changement produit sur l'air par la respiration et la combustion; et qui employa dans ses recherches un appareil semblable à celui pneumato-chimique actuel. Le 14.e chapitre de son Traité est peut-être le plus intéressant; il y déploie, sur les affinités, des connaissances beaucoup plus exactes et plus étendues que celles de ses contemporains, et même de ceux qui l'ont suivi long-temps après.

dans tous les combustibles, qui ne diffèrent, par conséquent, entre eux, que par la diversité de leurs autres principes, avec lesquels le phlogistique est combiné. La combustion, et tous les phénomènes qui s'y rapportent, dépendent uniquement de la séparation et de la dissipation de ce principe; dès qu'elles ont eu lieu, la base du corps est incombustible. Le phlogistique est particulièrement disposé à être affecté d'un mouvement violent de tournoiement; et la chaleur, ainsi que la lumière, qui se manifestent pendant la combustion, sont simplement deux propriétés du phlogistique dans cet état de grande agitation.

Rectifiée. 4. Le célèbre Macquer, dont les travaux ont enrichi la chimie de plusieurs de ses branches les plus importantes, fut un des premiers à reconnaître dans cette théorie de Stahl un vice frappant. Isaac Newton avait prouvé que la lumière est un corps; il était donc absurde d'en faire une simple propriété du phlogistique, ou l'élément du feu. Macquer considéra le phlogistique comme n'étant autre chose que la lumière fixée dans les corps. Cette opinion fut embrassée par un grand nombre de chimistes des plus distingués; et on chercha, par beaucoup d'argumens ingénieux, à en démontrer la vérité. Mais si le phlogistique n'était que la lumière fixée dans les corps, d'où provient la chaleur qui se manifeste d'elle-même pendant la combustion? Cette chaleur n'est-elle qu'une propriété de la lumière? Le docteur Black prouva que la chaleur est capable de se combiner avec les corps, ou de se fixer dans les corps qui ne sont pas combustibles, comme dans la glace et dans l'eau; et il en conclut que la chaleur n'est pas une propriété, mais un corps. Cette conclusion obligea les chimistes à considérer sous un autre point de vue la nature du phlogistique.

5. Ils supposèrent alors l'existence d'une matière particulière, éminemment subtile et élastique, capable de pénétrer les corps les plus denses, et ils la considérèrent comme étant la cause de la chaleur, de la lumière, du magnétisme, de l'électricité, et même de la gravitation. Cette matière, l'*éther* de Hooke et de Newton, était aussi, suivant eux, la substance appelée phlogistique, qui existe fixée dans les corps combustibles. Lorsque cette matière était mise à l'état de liberté, elle imprimait aux substances

connues sous les dénominations de calorique et de lumière, ces mouvemens particuliers qui produisent sur nous les sensations de la chaleur et de la lumière, d'où s'ensuivait la manifestation de l'une et de l'autre, dans tous les cas de combustion. C'était aussi la raison pour laquelle un corps est plus lourd après la combustion qu'avant; car le phlogistique étant lui-même la cause de la gravitation, il eût été absurde de supposer qu'il possédât cette propriété; il était plus raisonnable de le considérer comme doué d'un principe de légèreté.

Théorie de Sthal, modifiée par Priestley.

6. Quelque temps après que cette dernière modification eut été apportée à la théorie du phlogistique, le docteur Priestley, qui étendait déjà avec une grande rapidité les limites de la chimie pneumatique, répéta un grand nombre des expériences qui avaient été faites sur la combustion par Hooke, Mayow, Boyle et Hales, en y ajoutant plusieurs des siennes propres. Il trouva, ainsi qu'ils l'avaient remarqué avant lui, que l'air, dans lequel on avait laissé brûler un combustible jusqu'à ce qu'il s'y éteignît, avait éprouvé un changement très-remarquable; car aucun corps combustible ne pouvait plus y brûler, ni aucun animal y respirer sans être suffoqué. Il en conclut que ce changement était dû au phlogistique, que l'air s'était combiné avec cette substance; et que l'air est nécessaire à la combustion à raison de ce qu'il attire le phlogistique pour lequel il a une affinité très-forte. S'il en était ainsi, l'origine de la chaleur et de la lumière, qui se produisent pendant la combustion, resterait toujours à expliquer; car si le phlogistique ne se sépare du combustible qu'en se combinant avec l'air, il est certain qu'il ne peut avoir aucune action sur ces corps dans quelqu'état qu'on puisse les supposer.

Par Crawford.

7. Le docteur Crawford essaya le premier de résoudre cette difficulté, en appliquant à la théorie de la combustion, la doctrine du calorique latent du docteur Black. Suivant lui, le phlogistique du combustible, en se combinant avec l'air pendant la combustion, en sépare le calorique et la lumière qui existaient déjà en état d'union avec ce fluide; et c'est à cette séparation qu'est due la manifestation du calorique et de la lumière pendant la combustion. Cette théorie, qui différait beaucoup de celle de Stahl, était incontestablement plus satisfaisante, mais elle ne donnait point encore de réponse à cette question : Qu'est-ce que le phlogistique?

Et par Kirwan.

8. Kirwan, que de nombreuses découvertes et des recherches importantes sur quelques-unes des parties les plus difficiles de la chimie, faisaient compter au nombre des savans les plus éclairés, entreprit de lever l'incertitude que laissait encore la théorie de Stahl sur la véritable nature du phlogistique, et de prouver que le phlogistique était la même chose que l'hydrogène. Cette opinion, que Kirwan annonça lui avoir été suggérée par les découvertes du docteur Priestley, fut accueillie avec une grande faveur et entièrement adoptée, ou admise avec certaines modifications, par Bergman, Morveau, Crell, Wiegleb, Westrumb, Hermbstadt, Karsten, Bewley, Priestley et Delamétherie. Kirwan, dans son traité ayant pour titre : *On Essay on Phlogisticon and the constitution of Acids* *, avait pour objet, de prouver que l'hydrogène existe comme partie composante de tout corps combustible, qu'il en est séparé pendant la combustion, et se combine avec l'oxigène de l'air.

Réfutée par Lavoisier.

9. Pendant qu'on modifiait ainsi, de diverses manières, la théorie de Stahl sur la combustion, l'illustre Lavoisier s'occupait avec assiduité d'en étudier les phénomènes. Il semble s'être particulièrement attaché à ce sujet, et avoir bien reconnu toutes les imperfections de la théorie qui prévalait alors, en 1770; mais il déduisit ses premières notions précises sur la nature de la combustion, d'un mémoire de Bayen sur

---

* En parlant des diverses théories de la combustion, j'ai oublié de citer celle établie par Schéele, dans son ouvrage intitulé : *Chemical Experiments on air and fire*, publié en 1777. Il annonça pouvoir conclure de ses expériences, que le calorique était un composé d'une certaine quantité d'oxigène combiné avec le phlogistique; que le calorique rayonnant, susceptible d'être propagé en lignes droites comme la lumière, et incapable d'entrer en combinaison avec l'air, était un composé d'oxigène uni avec une plus grande proportion de phlogistique, et la lumière, une combinaison semblable, avec une dose encore plus considérable de phlogistique. Il supposait aussi que la différence entre les rayons de lumière résultait de la proportion de phlogistique qu'ils contenaient. C'est dans le rayon rouge qu'elle était la plus faible, suivant lui, et dans le violet qu'elle était la plus forte. Par *phlogistique*, Schéele semble avoir désigné l'*hydrogène*. Il serait inutile d'examiner sa théorie, puisqu'il est actuellement bien connu que la combinaison de l'oxigène avec l'hydrogène forme de l'eau, et non du calorique : tout l'édifice de sa théorie croule; mais l'importance des matériaux se fera toujours admirer, et les ruines de l'édifice resteront comme un monument du génie de l'architecte.

les oxides de mercure, dont il entendit la lecture à l'académie, en 1774. Il travailla sur ces premières notions, ou plutôt sur ces conjectures, avec un zèle infatigable, aidé des nombreuses découvertes qui se faisaient alors de tous côtés sur ce sujet; et par une longue suite d'expériences et de recherches les plus exactes et les plus intéressantes qui eussent jamais été faites en chimie, il parvint à établir pleinement l'existence de cette loi générale: « Dans tout cas de combustion, l'oxigène se combine avec le corps qui brûle ». Cette insigne découverte, fruit du génie, de la sagacité et de la pénétration, a répandu un nouveau jour sur chaque branche de la chimie. Elle a rassemblé et expliqué un grand nombre de faits auparavant isolés, ou dont on n'avait pu rendre raison, et a refondu le tout dans la forme d'une science.

Quoique Lavoisier se fût convaincu, par lui-même, de l'existence de cette loi générale, et, qu'en la publiant, il en eût fourni la preuve au monde, il ne put cependant parvenir, pendant quelque temps, à la faire reconnaître par aucun savant, malgré tout le poids de ses grands talents, de son infatigable application, et l'influence que devaient naturellement lui donner sa réputation, sa fortune et sa position. Enfin, Berthollet, dans une assemblée de l'académie des sciences, en 1785, renonça formellement à ses anciennes opinions, et se déclara converti. Fourcroy, professeur de chimie à Paris, suivit son exemple; et dans un voyage que Morveau fit dans cette capitale, en 1787, il se détermina également à abandonner ses premières opinions pour celle de Lavoisier. L'exemple de ces hommes célèbres fut promptement suivi par tous les jeunes chimistes de France.

L'explication, que donna Lavoisier des phénomènes de la combustion, était fondée sur ces deux lois trouvées par lui et par le docteur Black. Lorsqu'un corps combustible est élevé à une certaine température, il commence à se combiner avec l'oxigène de l'atmosphère; et cet oxigène, pendant que la combinaison a lieu, abandonne le calorique et la lumière avec lesquels il était uni dans son état gazeux. C'est cette séparation du calorique et de la lumière d'avec l'oxigène, qui produit leur manifestation dans tous les cas de combustion, comme c'est aussi, de cette combinaison du corps combustible avec l'oxigène, que résulte le changement qu'il éprouve alors.

Ainsi Lavoisier rendait raison de la cause et des effets

de la combustion sans avoir recours au phlogistique, dont on n'avait supposé l'existence que pour parvenir à l'expliquer: car aucun chimiste n'avait pu en fournir la preuve, ni présenter séparément ce principe. Et il prouvait qu'il n'y avait aucune raison pour supposer qu'un tel principe pût exister.

10. Mais Kirwan avait avancé que le phlogistique était la même chose que l'hydrogène; et comme on ne pouvait douter que ce dernier principe n'existât réellement, il fallait encore, pour renverser son hypothèse, prouver qu'il n'est pas une des parties composantes de tout corps combustible, et qu'il n'en est pas séparé dans tous les cas de combustion; c'est à quoi Lavoisier, et ceux qui partageaient déjà son opinion, crurent devoir particulièrement s'attacher. L'Essai de Kirwan fut en conséquence traduit en français, et chacune des sections dans lesquelles cet ouvrage était divisé fut examinée et critiquée séparément, savoir: quatre par Lavoisier, trois par Berthollet, trois par Fourcroy, deux par Morveau, et une par Monge; et pour rendre justice aux chimistes français, il faut convenir que jamais réfutation ne fut plus complète. Kirwan lui-même, avec cette candeur qui distingue les esprits supérieurs, n'hésita pas à reconnaître que son opinion n'était plus soutenable, et à déclarer qu'il se rangeait à celle de Lavoisier.

11. Ainsi Lavoisier détruisit entièrement l'existence du phlogistique, et établit une théorie de la combustion, qui se rapprochait de très-près de celle qui avait été proposée longtemps auparavant par le docteur Hooke. La théorie du docteur Hooke n'est exprimée qu'en termes généraux, celle de Lavoisier est plus particulièrement exposée, et avec beaucoup plus de précision. La théorie du docteur était une hypothèse de conjecture heureuse, que l'enfance de la science ne lui permit pas de vérifier; tandis que Lavoisier fut amené à ses conclusions par des expériences exactes, d'où il tira, en maître, une suite d'ingénieuses déductions.

Théorie de Lavoisier.

Suivant cette théorie de Lavoisier, généralement admise actuellement, et considérée par les chimistes comme la véritable explication des phénomènes de la combustion, elle consiste en deux choses: d'abord dans une décomposition et ensuite dans une combinaison. L'oxigène de l'atmosphère, dans son état de gaz, est combiné avec le calorique et la lumière. Pendant la combustion, ce gaz est *décomposé*, le calorique et

la lumière s'en dégagent, tandis que sa base *se combine* avec le combustible, et forme le produit. Ce produit est incombustible, parce que sa base étant déjà saturée d'oxigène, elle ne peut plus en prendre davantage. Tel est, en raccourci, le détail historique des perfectionnemens successivement introduits dans cette partie intéressante de la chimie. Qu'il nous soit actuellement permis de nous étendre plus particulièrement sur ce sujet.

12. On entend par combustion, le changement total qui s'opère dans la nature des corps combustibles, avec émission abondante de calorique et de lumière. Dans toute théorie de la combustion, on doit exposer la manifestation de ces deux phénomènes, et en rendre raison.

Différence entre l'oxigénation et la combustion.

13. Lavoisier expliqua de la manière la plus satisfaisante le premier de ces phénomènes. Il démontra que, dans tous les cas de combustion, l'oxigène se combine avec le corps brûlant, et que la substance qui reste, après qu'elle a cessé d'avoir lieu, est le composé formé par cette combinaison du corps combustible avec l'oxigène; mais il ne réussit pas aussi bien à expliquer le second phénomène, le dégagement du calorique et de la lumière pendant la combustion. Il ne parut pas même y avoir fait beaucoup d'attention, parce qu'il regardait la combinaison de l'oxigène avec le corps brûlant, comme la partie importante et essentielle de l'acte de la combustion. Aussi a-t-on considéré, depuis, les expressions d'*oxigénation* et de *combustion*, comme synonymes; cependant il s'en faut de beaucoup qu'elles le soient; car l'oxigène s'unit souvent aux corps, comme à l'azote, au chlore et au mercure, sans qu'il y ait dégagement de calorique ou de lumière; et ce dégagement est considéré comme étant essentiel à la combustion, dans le langage ordinaire. L'union de l'oxigène sans dégagement, diffère beaucoup, et dans les phénomènes et dans le produit, de l'union de ce principe, accompagnée de dégagement; il convient donc de les distinguer. J'emploie dans cet ouvrage le terme *combustion* dans son acception ordinaire.

Difficulté relativement à l'origine de la chaleur et de la lumière.

14. Lavoisier eut recours à la théorie du docteur Crawford, pour rendre raison de l'émission de calorique et de lumière, qui constitue en partie les phénomènes de la combustion.

Le calorique et la lumière unis à l'oxigène à l'état de gaz, s'en séparent, lorsqu'il perd cet état pour se com-

biner avec le corps combustible ; mais si cette explication est en général assez satisfaisante pour les cas ordinaires, il en est d'autres auxquels elle ne peut convenir. Le calorique et la lumière sont supposés se combiner avec l'oxigène de l'atmosphère, parce qu'il est à l'état gazeux, et s'en séparer, parce qu'il perd cet état de gaz. Mais les combinaisons de l'oxigène, lorsqu'il est solide ou liquide, produisent des combustions aussi violentes que lorsqu'il est à l'état gazeux. Si, par exemple, on verse de l'acide nitrique sur de l'huile de lin ou de térébenthine, il y a combustion très-rapide, et dégagement très-considérable de calorique et de lumière. Ici l'oxigène fait partie de l'acide nitrique liquide, et il était déjà combiné avec l'azote ; c'est-à-dire que l'azote, suivant les chimistes français, avait éprouvé la *combustion* : or, dans ce cas, non-seulement l'oxigène était à l'état liquide, mais encore il a éprouvé le changement produit par la *combustion* ; il en résulterait donc que l'oxigène peut donner du calorique et de la lumière, non-seulement lorsqu'il est liquide, mais même après la combustion : ce qui est directement contraire à la théorie.

Il y a plus ; la poudre à canon, lorsqu'elle est enflammée, brûle avec une grande rapidité dans les vaisseaux fermés, ou dans le vide. Cette matière est composée de nitre, de charbon et de soufre. Ces deux dernières substances sont combustibles ; et la première, composée d'acide nitrique et de potasse, fournit l'oxigène. Dans ce cas, l'oxigène est non-seulement combiné avec l'azote, mais encore il forme une des parties constituantes d'un solide. Cependant l'émission du calorique et de la lumière est plus grande encore pendant la combustion de la poudre, dont presque tout le produit est à l'état de gaz. Cet effet de la poudre paraît être doublement en opposition avec la théorie ; car comment supposer qu'il y ait dégagement de calorique et de lumière, lorsqu'un corps solide est converti en gaz, quand pour exister dans cet état, il lui faut plus de calorique et de lumière qu'il n'en contenait lorsqu'il était solide ?

Ecartée par Brugnatelli.

15. M. Brugnatelli, professeur célèbre de chimie à Pavie, paraît être le premier qui ait présenté cette objection sous son véritable point de vue *, et essayé de la résoudre. Sui-

* Berthollet nous apprend, par une note sur ce passage, dans la

vant lui, la substance qu'on appelle ordinairement *oxigène*, se combine avec les corps dans deux états différens: 1.° en retenant la plus grande partie du calorique et de la lumière avec lesquels il est uni dans son état gazeux; 2.° en les abandonnant entièrement l'un et l'autre. Il le nomme, dans le premier cas, *thermoxigène*, et dans le second, *oxigène*. Le thermoxigène existe comme partie composante, non-seulement des corps gazeux, mais encore de plusieurs liquides et solides; et ce n'est que dans le cas seulement où c'est le thermoxigène qui est partie composante des liquides ou solides, que la conversion de ces corps en gaz produit un dégagement de calorique et de lumière. Tous les métaux se combinent avec le thermoxigène; les substances, au contraire, qui, par la combustion, deviennent acides, se combinent avec l'oxigène [1]. Cette réponse de Brugnatelli détruit en effet complètement l'objection qu'on pouvait opposer à l'explication de Lavoisier; mais comme elle laisse encore beaucoup d'incertitude sur plusieurs points de difficultés dans les phénomènes de la combustion, on doit plutôt la considérer comme une conjecture ingénieuse, que comme une théorie pleinement établie [2].

16. Tous les corps de la nature peuvent être divisés, relativement à ce qui concerne la combustion, en trois classes; savoir, les corps qui l'entretiennent ou qui en sont les *soutiens*, les *combustibles* et les *incombustibles*.

Division des corps, en soutiens de la combustion, et en combustibles et incombustibles.

Par *soutiens* de la combustion, je veux désigner les substances qui, strictement parlant, ne sont pas susceptibles de l'éprouver, mais dont la présence est indispensablement nécessaire pour qu'elle ait lieu. Les corps combustibles et incombustibles n'ont pas besoin d'être définis.

Les soutiens simples de la combustion actuellement connus sont au nombre de trois, savoir : l'*oxigène*, le *chlore* et l'*iode*.

---

première édition de cet ouvrage, que le sujet avait été examiné longtemps avant l'époque que nous indiquons. *Journ. de Phys.* IX, 289.

[1] Ann. de Chim. XXI, 182.

[2] Le lecteur trouvera un exposé très-détaillé de cette théorie dans le *Journ. de Chim.* de Van Mons. Vol. II et III. J'ai cru devoir m'abstenir d'en parler d'une manière plus particulière, parce que je ne trouve rien qui me paraisse porter le caractère de vérité et d'évidence dans le plus grand nombre des assertions qui constituent cette théorie.

Les composés que ces trois corps forment entre eux et avec l'azote sont également des soutiens de la combustion.

17. Les corps combustibles sont de trois sortes, savoir : *simples, composés;* et *oxides, chorures* et *iodures.* Les combustibles simples sont les suivans :

1. L'Hydrogène. 2. Le Carbone. 3. Le Bore.
4. Le Silicium. 5. Le Phosphore. 6. Le Soufre.
7. Les métaux.

Les combustibles composés sont les différens corps formés par l'union de ces substances simples l'une avec l'autre. Les combustibles oxides consistent principalement dans les combinaisons de l'hydrogène, du carbone et de l'azote avec l'oxigène, sans éprouver de combustion; et ces corps constituent principalement les substances végétales et animales.

18. Pendant la combustion, le corps soutien (en le supposant simple, ou, s'il est composé, l'oxigène, le chlore ou l'iode, excluant la base) s'unit toujours avec le combustible, et forme avec lui une substance nouvelle, que j'appellerai un *produit* de combustion. C'est la raison du changement que le combustible éprouve par la combustion. Or, tout produit de combustion est l'un ou l'autre des produits suivans, savoir: 1. un acide, 2. un oxide, 3. un chlorure, 4. un iodure.

19. Comme il y a toujours émission de calorique et de lumière pendant la combustion, mais que cette émission n'a jamais lieu lorsque l'oxigène se combine avec un corps combustible, sans que la combustion s'ensuive, on peut naturellement supposer que les corps soutiens contiennent l'un ou l'autre de ces principes, ou les deux ensemble.

Je suis disposé à croire que les corps soutiens de la combustion contiennent le calorique, tandis que ce corps manque dans d'autres cas, ou au-moins qu'il n'est pas présent en quantité suffisante. Je fonde mon opinion à cet égard, sur ce que la quantité du calorique dégagé pendant la combustion, est toujours proportionnelle à la quantité du corps soutien qui se combine avec le corps brûlant; mais il n'en est pas de même relativement à la lumière. Ainsi l'hydrogène se combine avec l'oxigène dans une plus grande proportion que tout autre corps; et il est bien connu que la combustion de l'hydrogène donne plus de chaleur que celle qui pourrait être produite par tout autre moyen, et cependant la manifestation de la lumière est peu sensible.

20. Les chimistes, en général, ont été pendant long-temps dans l'opinion que la lumière existe à l'état de fixité dans tous les corps combustibles; mais comme on l'avait désignée ainsi sous la dénomination de *phlogistique*, expression qu'ils considéraient comme incompatible avec la vérité, la plupart d'entre eux profitèrent de la circonstance des découvertes de Lavoisier, au moyen desquelles ils supposaient qu'on pourrait expliquer les phénomènes de la combustion sans le secours de l'hypothèse de la lumière fixée, pour renoncer à cette opinion. L'hypothèse fut cependant reproduite, d'abord par Richter et de Lamétherie, et ensuite d'une manière plus formelle par Gren. Mais on n'y avait fait que peu d'attention en Angleterre, jusqu'à ces derniers temps. Les combustibles contiennent la lumière.

L'état de combinaison de la lumière avec le corps combustible doit paraître extrêmement probable, si l'on considère que la quantité qui s'en manifeste pendant la combustion, dépend entièrement de la nature de ce corps. Le phosphore en émet une très-grande quantité, le charbon une plus petite, et l'hydrogène est celui de tous qui en produit le moins. Cependant la quantité d'oxigène qui se combine avec le corps combustible pendant ces combustions, est la plus considérable dans ceux des cas où il y a le moins de lumière produite. La couleur de la lumière dépend aussi toujours de la nature du corps qui brûle, circonstance qu'on ne pourrait supposer avoir lieu si cette lumière n'était pas séparée du combustible.

Il est également bien connu que, dans les végétaux qui croissent dans l'obscurité, il ne se produit aucunes substances combustibles, la présence de la lumière étant indispensablement nécessaire à leur formation. Ces faits, et plusieurs autres qu'on pourrait citer, donnent un grand degré de probabilité à l'opinion que la lumière est partie constituante de tous les corps combustibles; mais ils n'en fournissent aucune preuve décisive; et cependant il ne serait pas facile de répondre à toutes les objections qu'on pourrait faire contre cette opinion, quoiqu'il faille convenir, en-même-temps, qu'aucune de ces objections n'en démontre la fausseté. C'est toujours une preuve de la difficulté d'un objet de recherches, et du peu de progrès qu'on y a fait, lorsqu'on peut produire des argumens plausibles pour et contre l'explication qu'on en donne.

21. Si nous supposons que le calorique est partie composante des corps soutiens de la combustion, et que les corps combustibles contiennent la lumière, il ne sera pas difficile de rendre raison de ce qui se passe pendant la combustion. Les parties constituantes des corps soutiens sont : 1.° une base, 2.° le calorique. Les parties composantes des combustibles sont également : 1.° une base, 2.° la lumière. Pendant la combustion, la base du corps soutien se combine avec la base du combustible, et cette combinaison forme le produit; tandis qu'en même-temps le calorique du corps soutien se combine avec la lumière du combustible, et le composé se dégage sous la forme de feu. Ainsi la combustion est une double décomposition; le corps soutien et le combustible se divisent chacun d'eux-mêmes en deux portions qui se combinent deux à deux. L'une de ces combinaisons forme le *produit*, et l'autre le *feu* qui s'échappe.

Si l'oxigène des produits est insuffisant pour la combustion, c'est que son calorique lui manque. Si la combustion ne peut pas avoir lieu lorsque l'oxigène se combine avec les produits, ou avec la base des corps soutiens, c'est que ces corps ne contiennent point de lumière. Le calorique de l'oxigène n'en est donc pas séparé, et il n'y a pas apparence de feu. Mais cet oxigène, qui retient encore son calorique, est capable de produire la combustion, si on lui présente un corps quelconque qui contienne la lumière, et dont la base ait de l'affinité pour l'oxigène. C'est aussi la raison pour laquelle un combustible peut seul servir à rétablir la combustibilité dans la base d'un produit. Dans tous les cas semblables il se fait une double décomposition; l'oxigène du produit se combine avec la base du combustible, tandis que la lumière du combustible se combine avec la base du produit.

22. Cette théorie, dont l'application aux phénomènes de la combustion est si évidente, nous fournit les moyens d'expliquer avec la même facilité quelques-uns des faits remarquables de la formation des sulfures et des phosphures. Le soufre et le phosphore se combinent avec les métaux et avec quelques-unes des terres; et cette combinaison n'a lieu qu'à l'aide du calorique, qui fond le soufre et le phosphore. A l'instant où elle s'opère avec une base métallique ou terreuse, le composé devient solide, et acquiert rapidement un grand degré de chaleur rouge, qu'il conserve pendant quelque temps. Dans ce

cas, le soufre et le phosphore font en partie les fonctions d'un corps soutien ; car ils sont en fusion, et contiennent, par conséquent, une grande quantité de calorique. Le métal, ou la terre, agit en partie comme combustible, car ils contiennent l'un et l'autre la lumière comme partie composante. Au moment de la combinaison, le soufre ou le phosphore se combine avec le métal ou la terre, tandis que le calorique de l'un s'unissant à la lumière de l'autre, ils se dégagent dans cet état d'union sous la forme de feu. On pourrait donc appeler *semi-combustion* la formation des sulfures et des phosphures, pour indiquer qu'elle présente précisément une moitié des signes caractéristiques de la combustion.

23. Toutes les fois qu'un corps soutien entre dans une combinaison plus intime qu'auparavant, avec un corps combustible, la combustion s'ensuit. Ce phénomène se manifeste dans plusieurs des oxides métalliques, et il a, en dernier lieu, particulièrement fixé l'attention de Berzélius *. Ainsi, l'oxide vert de chrome, lorsqu'il est chauffé au rouge, brûle pendant un instant, sans éprouver d'altération dans son poids. Avant d'avoir été exposé à la chaleur, l'oxide se dissolvait facilement dans les acides, mais après cette combustion, il y était devenu entièrement insoluble, ce qui indique une combinaison plus intime entre l'oxigène et le chrome, ou au-moins un accroissement d'aggrégation dans les molécules de l'oxide. L'oxide de tantale, l'oxide de rhodium, et plusieurs autres corps, offrent des phénomènes semblables. On peut expliquer de cette manière les combustions que j'attribuais autrefois à l'action de *soutiens partiels*.

24. L'évaluation de la quantité du calorique qui se dégage de différens corps combustibles, lorsqu'ils brûlent, n'est pas seulement un objet intéressant sous un point de vue philosophique, mais cette évaluation est encore d'une très-grande importance sous le rapport de l'économie. Lavoisier et La Place firent une suite d'expériences sur ce sujet, en brûlant différens corps dans le calorimètre, et en estimant le calorique dégagé, par la quantité de glace fondue dans chaque expérience. Le docteur Crawford, dans ses essais sur le même sujet, appréciait le calorique dégagé de corps brûlans, par l'augmentation de température de l'eau, dont

* Annals of Philosophy, VII, 438.

il les tenait entourés pendant leur combustion [1]. Des expériences en plus grand nombre encore, ont été faites par Dalton, principalement sur le calorique dégagé pendant la combustion des corps gazeux. Ce savant remplissait du gaz qu'il voulait essayer, une vessie, dont le volume, lorsqu'elle était remplie d'air, était égal à un volume d'eau du poids de deux kilogrammes; à cette vessie était adapté un robinet portant un petit tuyau. Il se procurait de plus un vase étamé, pouvant contenir deux kilogrammes d'eau; et après avoir déterminé la chaleur spécifique de ce vase, il y mettait autant d'eau qu'il était nécessaire pour que la chaleur spécifique du vase et celle de l'eau fussent l'une et l'autre équivalentes à celle de deux kilogrammes d'eau. Il pressait la vessie pour en faire sortir le gaz, qu'il allumait, et dont il dirigeait l'extrémité de la flamme sur le fond du vase, jusqu'à ce qu'il eût été consumé en totalité. Il estimait ensuite la quantité du calorique dégagé par l'augmentation de température produite dans l'eau du vase [2].

Le comte de Rumford a fait également de très-nombreuses suites d'expériences sur le calorique dégagé pendant la combustion des huiles, des esprits, et de différentes espèces de bois. Il s'attacha pendant si long-temps, et si particulièrement à ses recherches, sur ce sujet, en ayant recours aux plus grandes précautions, qu'il est probable que ses résultats se rapprochent de la vérité [3].

La table qui suit présente le résultat de toutes ces expériences, en estimant le calorique dégagé par la quantité de glace qu'il ferait fondre. La première colonne indique chacune des substances brûlées, dont on suppose qu'il a toujours été consumé une livre. La seconde est le poids de l'oxigène en livres, qui s'unit avec le combustible; enfin la troisième est le poids en livres de la glace fondue d'après les résultats des différens expérimentateurs.

---

[1] *Voy.* His Experiments on animal heat, p. 234, 320, 338.

[2] New System of chemical philosophy by Dalton, p. 76.

[3] Nicholson's Jour. XXXII, 105; XXXIV, 319; et XXXV, 93. — Gilbert's Annalen, XLV, I, 306.

Chaleur produite par la combustion.

Substances brûlées. (une livre.)	Oxigène consumé. (en liv.)	Glace fondue. (en livres.) Lavoisier.	Crawford.	Dalton.	Rumford.
Hydrogène.	6	295	480	320	»
Hydrogène carburé	4	»	»	85	»
Gaz oléfiant.	3,5	»	»	88	»
Oxide de carbone.	0,58	»	»	25	»
Huile d'olive. . . .	3,5	148	89	104	93,073
Cire.	3,5	133	97	104	126,212
Suif.	3,5	»	»	104	111,582
Huile de térébenth.	»	»	»	60	»
Alcool.	»	»	»	58	67,470
Ether sulfurique. .	3,»	»	»	62	107,127
Naphte.	«	»	»	»	97,834
Phosphore.	1,5	100	»	60	»
Charbon.	2,8	96,5	69	40	»
Soufre.	1,36	»	»	20	»
Camphre.	»	»	»	70	»
Caoutchouc.	»	»	»	42	»

On peut juger, d'après le procédé que Dalton adopta pour ses expériences, que les résulsats qu'il en obtint devaient être trop faibles, puisqu'une partie du calorique se dissipait par rayonnement. Mais la simplicité de la méthode et la facilité qu'elle offre de répéter les expériences, donnent lieu de croire que les erreurs ne sont pas très-importantes.

La table qui suit présente le résultat des expériences du comte de Rumford, sur la combustion du bois.

Espèces de bois.	Qualité.	Poids, en livres, de la glace fondue par le dégagement du calorique, pendant la combustion d'une livre de bois.
Tilleul,	bois sec de menuiserie, de 4 ans. . . .	46.145
Idem.	*idem.*	46.406
Idem.	*idem* fortement séché sur un poële.	52.806
Idem.	*idem.*	54.210
Idem.	*idem.* un peu moins séché.	51.777

Espèces de bois.	Qualité.	Poids, en livres, de la glace fondue par le dégagement du calorique pendant la combustion d'une livre du bois.
Hêtre.	Bois sec de menuiserie, de 4 à 5 ans. .	45.089
Idem.	*idem.*	45.002
Idem.	*idem* séché fortement sur un poële.	48.445
Idem.	*idem.*	48.245
Orme.	Bois de menuiserie un peu humide. .	36.196
Idem.	Bois sec de menuiserie, de 4 à 5 ans.	40.478
Idem.	*idem.*	40.068
Idem.	*idem* fortement séché sur un poële.	46.020
Idem.	*idem.*	44.868
Idem.	*idem* séché et bruni à l'étuve. . . .	41.200
Chêne.	Bois à brûler, ordinaire, en copeaux moyens.	34.120
Idem.	en copeaux plus épais, laissant un résidu de charbon.	32.997
Idem.	en copeaux minces.	35.062
Idem.	en copeaux minces, bien séchés à l'air.	38.946
Idem.	Bois de menuiserie bien sec; copeaux minces.	39.840
Idem.	*idem.*	39.728
Idem.	copeaux épais, laissant $\frac{1}{5}$ en charbon.	34.969
Frêne.	Bois de menuiserie ordinaire, sec. . .	40.888
Idem.	en copeaux séchés à l'air.	44.960
Idem.	*idem* fortement séchés sur un poële.	47.265
Erable.	Bois de la saison, fortement séché sur un poële.	48.156
Cormier.	*idem*, fortement chauffé sur un poële.	48.173
Idem.	*idem* bruni dans une étuve.	43.116
Merisier.	Bois sec de menuiserie.	44.452
Idem.	Même bois, fortement séché sur un poële.	49.205
Idem.	Même bois, bruni dans une étuve. .	46.330
Sapin.	Bois sec de menuiserie, ordinaire. .	40.429
Idem.	en copeaux, bien séchés à l'air.	45.333
Idem.	fortement chauffés sur un poële.	49.838
Idem.	séchés et brunis dans une étuve.	44.477
Idem.	en copeaux épais, laissant beaucoup de charbon.	38.260

Espèces de bois.	Qualité.	Poids, en livres, de la glace fondue par le dégagement du calorique pendant la combustion d'une livre de bois.
Peuplier.	Bois sec de menuiserie, ordinaire. . .	46.134
Idem.	Même bois, fortement séché sur un poële.	49.548
Charme.	Bois sec de menuiserie.	42.400
Idem.	*idem.*	42.145
Chêne.	Avec 19,6 pour cent d'eau. . (gramm. 0,81)	35,228
	Imparfaitement brûlé.. . . . (gramm. 0,73)	34,121
	Laissant du charbon comme résidu de la combustion. . (gramm. 0,94)	34,556

Si l'on peut accorder quelque confiance à l'exactitude des tables précédentes, il paraîtrait en résulter que la quantité de calorique dégagé pendant la combustion, n'est pas proportionnelle à la quantité d'oxigène qui s'unit avec le corps brûlant. Si nous comparons la combustion des huiles, de la cire et de l'alcool, par le comte de Rumford, avec la quantité du calorique dégagé pendant la combustion de l'hydrogène et du charbon telle que l'a établie Crawford, en reconnaissant la constitution des composés inflammables, ainsi qu'elle a été déterminée par les expériences de Saussure et de Gay-Lussac, il paraîtrait qu'il y a une quantité spécifique de calorique dégagé pendant que l'hydrogène et le charbon brûlent, et que cette quantité est la même pendant la combustion de ces corps, dans quelqu'état de composition qu'ils puissent exister.

3°. *De la percussion.*

On sait qu'il se produit du calorique par la percussion des corps durs entr'eux. Lorsqu'on frappe fortement et vivement avec un marteau, un morceau de fer, il devient rouge de chaleur; et le produit des étincelles, par la collision du caillou et de l'acier, est un fait trop familier pour qu'il soit nécessaire de le rappeler ici. Aucun effet de percussion, cependant, n'a jamais été observé à l'égard des liquides, ni des corps mous qui cèdent facilement au choc.

1. Ce dégagement du calorique par la percussion semble La percussion

produit la condensation.

résulter d'une condensation permanente ou temporaire du corps frappé. La pesanteur spécifique du fer, avant d'avoir été soumis à l'action du marteau, étant 7,788, elle est, après l'avoir subie, de 7,840; celle du platine, de 19,50, devient 21,65 dans la même circonstance.

Calorique dégagé par la condensation.

2. L'effet de la condensation semble toujours être de dégager du calorique. C'est au-moins celui qu'elle produit à l'égard des corps dont il nous est possible de diminuer le volume d'une manière sensible et permanente. Lorsque le gaz acide hydrochlorique est absorbé par l'eau, la température du liquide s'élève promptement à 38° centigr. Elle augmente plus considérablement encore, par la conversion en un sel solide, des gaz ammoniac et acide hydrochlorique. La dissolution d'une pierre calcaire dans l'acide sulfurique produit une chaleur considérable, indépendamment de la grande quantité d'acide carbonique qui est mis en liberté et se dégage; et si au-lieu de la pierre calcaire, on emploie la chaux pure, la chaleur est des plus violentes. Or, dans ce cas, l'acide, et l'eau qu'il contient, sont convertis, en partie, de liquides qu'ils étaient en solides, et le volume est de beaucoup diminué. On sait aussi que par la condensation soudaine de l'air qui environne un thermomètre, cet instrument monte de plusieurs degrés [1]. Dalton a fait voir que, dans ce cas, il y a plus de calorique dégagé que ne l'indique l'élévation subite du thermomètre. Il résulte de ses expériences, qu'en condensant rapidement l'air, de manière à le réduire aux 0.50 de son volume, sa température s'élève de 28° cent. [2]. Le même changement a lieu par l'admission subite de l'air dans le vide. Il n'est pas même douteux qu'une plus grande augmentation de température que celle de 28° cent. puisse être produite par la condensation de l'air, si on regarde comme exact le fait mentionné, pour la première fois, par Mollet, mais qui a été long-temps familier aux chimistes; savoir, qu'un morceau de mèche préparée, ou d'amadou, prend feu lorsqu'on le place dans le canal étroit qui termine ordinairement l'extrémité inférieure d'une pompe à condenser l'air, et que cet air est rapidement condensé [3].

---

[1] Darwin, *Phil. Trans.* 1788.

[2] Manchester's *Mémoirs*. V, 515.

[3] Pictet, *Phil. Mag.* XIV, 364.

D'un autre côté, la température d'un corps s'abaisse par sa raréfaction subite ; Dalton a trouvé que cet abaissement était également de 28° centigr. * dans la température de l'air raréfié par l'action de la machine pneumatique.

Berthollet, Pictet et Biot, ont fait une suite d'expériences, pour chercher à connaître la quantité de calorique qui se dégage, lorsque des métaux ductiles sont fortement et soudainement frappés, comme lorsqu'ils sont soumis à l'action d'un balancier de monnoyage. Ces expériences furent faites sur des flaons d'or, d'argent et de cuivre de même dimension et de même forme, et on eut soin, avant de les commencer, de s'assurer que le balancier et les pièces de métal avaient acquis la même température. La quantité de chaleur dégagée des trois métaux, fut plus considérable pour le cuivre, plus faible pour l'argent, et ce fut l'or qui en donna le moins. C'est par le premier choc du balancier que la plus grande quantité de chaleur était dégagée ; cette quantité diminuait au second choc, et après le troisième, la chaleur était à peine sensible. On estimait la chaleur que les pièces de métal acquéraient par le choc du balancier, en jetant promptement la pièce dans une quantité d'eau suffisante pour la recouvrir, et en jugeant, par l'augmentation de température de l'eau, de celle à laquelle le métal avait été élevé.

Accroissement de température éprouvé par deux pièces de cuivre, soumises à trois chocs successifs du balancier.

		degrés centigrades.
Premier coup.	1re. pièce	9°,69
	2e. pièce	11,56
Second coup.	1re. pièce	4,06
	2e. pièce	2,50
Troisième coup.	1re. pièce	1,06
	2e. pièce	0,81

La quantité totale de chaleur dégagée de chacune des deux pièces de cuivre, est à-peu-près la même, car elle est, pour la première, de 14°,81 cent. et de 14°,87 pour la seconde.

* Manchester's *Memoirs*. V, 515.

Chaleur dégagée de deux pièces d'argent, traitées de la même manière.

		centigrades
Premier coup.	1re. pièce.	3°,44
	2e. pièce.	4,06
Second coup.	1re. pièce.	3,25
	2e. pièce.	1,19
Troisième coup.	1re. pièce.	1,50
	2e. pièce.	1,12
Chaleur totale, dégagée de la 1re. pièce.		8°,19
Chaleur totale, dégagée de la 2e. pièce.		6,37

On chercha ensuite à connaître le changement que les métaux, ainsi essayés, avaient pu éprouver dans leur pesanteur spécifique, et on trouva que ce changement était proportionnel à la quantité de chaleur dégagée, ainsi qu'on peut le voir dans la table suivante, qui présente les résultats des expériences faites à ce sujet. Les pesanteurs spécifiques furent prises à la température de 8° centigrades.

Pesanteur spécifique de l'or.	19,2357
Idem, recuit.	19,2240
Idem, frappé.	19,2487
Pesanteur spécifique de l'argent.	10,4667
Idem, recuit.	10,4465
Idem, frappé	10,4838
Pesanteur spécifique du cuivre.	8,8529
Idem, recuit.	8,8898
Idem, frappé une seconde fois.	8,9081

D'après ces expériences, il est évident que la chaleur dégagée des métaux par le choc, est due à la condensation; et que ce dégagement de chaleur est proportionnel au changement de dimension qu'éprouvent ces corps. Il s'ensuit que lorsque les corps ne peuvent plus être condensés davantage, tout dégagement de chaleur par le choc, cesse d'avoir lieu. Berthollet, Pictet et Biot, eurent lieu de remarquer dans le cours de ces expériences, que la communication de la chaleur d'un métal à l'autre est beaucoup plus rapide par le choc que par le simple contact *.

* Mém. d'Arcueil. II, p. 441.

3. Il n'est pas difficile de voir comment la condensation occasionnerait le dégagement du calorique, et la raréfaction l'effet contraire. Lorsqu'on force le rapprochement des molécules d'un corps, la puissance répulsive du calorique qui était combiné avec elles, est accrue, et par conséquent une partie de ce calorique tendra à s'échapper. Une barre de fer est beaucoup plus dure et plus cassante après qu'elle a été échauffée par le marteau. Elle doit être alors devenue plus dense, et avoir par conséquent perdu de son calorique; et ce qui le prouve, c'est que la même barre ne peut être échauffée une seconde fois par la percussion, tant qu'elle n'a pas été exposée pendant quelque temps à une chaleur rouge. Elle est trop cassante, et elle se brise en morceaux sous le marteau. Or, la fragilité semble être due, dans la plupart des cas, à l'absence de la quantité ordinaire de calorique. Le verre, qui n'a pas été recuit, ou ce qui est la même chose, qui a été refroidi très-promptement, est toujours extrêmement fragile. Lorsque le verre est en état de fusion, il s'y accumule une grande quantité de calorique, dont la force de répulsion entre les molécules doit être en conséquence très-considérable. Elle est telle en effet, qu'il serait disposé à s'échapper dans tous les sens avec une inconcevable rapidité, s'il n'y était pas maintenu par une quantité de calorique plus grande qu'à l'ordinaire dans les corps environnans. Si donc cette quantité nécessaire de calorique environnant est soustraite, celui du verre se dégage aussitôt, et il en abandonne une quantité plus considérable, à raison de la grande augmentation de vîtesse que ses molécules ont dû avoir acquise. Ainsi il est probable que la fragilité du verre est due à un manque de calorique; et il n'est guère possible de douter que celle du fer n'ait la même cause, si l'on se rappelle que, par l'application d'une nouvelle quantité de calorique, elle cesse d'avoir lieu.

Et comment.

4. Il est à observer aussi, que la condensation diminue le calorique spécifique des corps. Après qu'un des morceaux d'argile, dont on se sert pour le thermomètre de Wedgewood, a été chauffé à 120°, il est réduit à la moitié de son volume primitif, quoiqu'il n'ait perdu qu'environ un décigramme de son poids; et son calorique spécifique est en même-temps diminué des 0.33*;

La condensation diminue le calorique spécifique.

* T. Wedgewood, *Phil. Trans.* 1792.

mais il est difficile de concevoir que le calorique spécifique d'un corps puisse diminuer sans qu'il n'y ait en même temps dégagement de calorique.

Comment la chaleur est occasionnée par percussion.

5. On voit aisément, par ce qui vient d'être dit, que le dégagement du calorique, par la percussion, est dû à ce que cette force le sépare des molécules du corps frappé avec lesquelles il était combiné; mais une partie du calorique en état de liberté après la percussion, provient souvent d'une autre cause. La quantité de calorique dégagé par la condensation, est suffisante pour élever assez la température de quelques-unes des molécules du corps, pour les rendre capables de se combiner avec l'oxigène de l'atmosphère; et cette combinaison ayant lieu, une grande quantité additionnelle de calorique est séparée par la décomposition du gaz. Il n'est pas douteux que c'est ce qui arrive lors de la collision du caillou et de l'acier; car les étincelles qu'elle produit ne sont autre chose que des petits morceaux de fer mis à l'état de chaleur rouge, qui s'unissent avec l'oxigène pendant leur passage dans l'air, comme chacun peut s'en convaincre soi-même; en examinant ces particules M. Hawksbée [1] et d'autres physiciens, ont fait voir que le fer ne produit point d'étincelles dans le vide; mais M. Kirwan assure qu'il s'en produit sous l'eau de source ordinaire.

Il n'est pas aussi facile de rendre raison de l'émission du calorique par la percussion de deux corps incombustibles. Nous avons parlé, dans le dernier chapitre, de la lumière produite par le choc de deux pierres de quartz, de cailloux, ou de tous autres corps également durs. Il est évident, en considérant le phénomène dans son ensemble, que dans ce cas, il y a aussi émission de calorique. M. T. Wedgewood a remarqué, qu'un morceau de verre de vitres, mis en contact avec une meule de grès en mouvement, devient rouge de chaleur à son point de contact, et qu'il s'en sépare des molécules capables d'enflammer la poudre à canon et le gaz hydrogène [2]. Il faut alors, ou supposer que tout le calorique est produit par la condensation seule, ce qui n'est pas probable, ou convenir que nous ne pouvons expliquer le phénomène. Cet exemple est presque le seul du dégagement du

[1] T. Wedgewood, *Phil. Trans.* XXIV, 2165.
[2] Phil. Trans. 1792, p. 65.

calorique et de la lumière, dans des circonstances où l'action de l'oxigène ne peut être démontrée, ou même rendue probable.

L'apparence lumineuse qui se manifeste par la percussion de certains corps dans le *vide*, ou dans des corps qui ne sont pas capables d'entretenir la combustion, semble devoir se rapporter aux phénomènes de l'électricité; car de tels corps sont tous électriques. Ils sont souvent aussi phosphorescens, propriété qui peut également contribuer à l'effet [1].

4°. *Du frottement.*

Le calorique n'est pas seulement dégagé par la percussion, il l'est aussi par le frottement. On allume souvent des feux en frottant vivement l'un contre l'autre deux morceaux de bois s c. On sait que des chariots lourdement chargés prennent feu quelquefois, par le frottement de leur essieu sur la roue. Or, comment le calorique est-il dégagé ou accumulé par frottement? Ce n'est pas, comme dans les cas de percussion, en augmentant la densité des corps frottés les uns contre les autres; car il y a production de chaleur par le frottement entre eux des corps mous, et cependant leur densité ne peut être augmentée par ce moyen, comme chacun peut s'en convaincre en frottant rapidement sa main contre son vêtement. Il n'y a pas, il est vrai, de chaleur produite par le frottement des liquides; mais ces corps cèdent trop facilement pour pouvoir être soumis à un frottement assez fort. On ne peut pas non plus attribuer la production de chaleur, par le frottement, à la diminution du calorique spécifique des corps frottés; car le comte de Rumford trouva qu'il n'y avait pas diminution sensible [2]; et en admettant même qu'il y eût en effet une diminution, pourrait-elle suffire pour rendre raison de la quantité considérable de chaleur produite par le frottement?

Émission du calorique par frottement.

N'est pas dû à la condensation.

Ni au décroissement du calorique spécifique.

Le comte de Rumford prit une pièce de canon de fonte solide, et telle qu'elle sortait du moule de la fonderie; il en fit couper l'extrémité, et former, dans cette partie, un cy-

[1] Journ. of the royal instit. I, 264.
[2] Nicholson's Jour. II, 106.

lindre solide, attaché au canon, de 2 décim. de diamètre, et de 25 centim. de longueur. Ce cylindre continuait à faire corps avec la pièce, au moyen d'un petit collet cylindrique. Il fit percer au foret le cylindre, d'un trou de 9 centim. de diamètre et de 18 centim. de profondeur. Il plaça dans le cylindre, ainsi percé, un foret obtus d'acier, qui pressait fortement contre le fond du cylindre, tandis que la pièce avait un mouvement de rotation, qui lui était imprimé par l'action de chevaux. On pratiqua en même temps un petit trou rond dans le cylindre, dans une direction perpendiculaire à son axe, et se terminant dans la partie solide un peu au-delà de l'extrémité de la partie creusée; de sorte, que dans cette cavité, on pût introduire un thermomètre qui indiquât la chaleur du cylindre. Afin de prévenir toute déperdition du calorique, le cylindre fut enveloppé d'une flanelle épaisse. Le foret pressait contre le fond du cylindre avec une force égale à environ 4530 kilogrammes, et le cylindre tournait sur son axe en faisant 32 révolutions par minute. La température du cylindre, de 16° centigrades au commencement de l'expérience, était de 54° centigrades au bout de 30 minutes, ou après 960 révolutions. La quantité de poussière métallique, ou d'écailles, produites par ce frottement, s'élevait à environ 54 gram. Si l'on suppose maintenant que tout le calorique a été dégagé de ces écailles, comme leur poids n'était justement que la 948e. partie de celui du cylindre, elles auraient dû perdre 948 degrés de chaleur pour élever la température du cylindre de 1°., et par conséquent 36024 pour la faire monter de 16° cent. à 54°, ce qui doit sans doute paraître incroyable *.

Ni à la combustion

Le dégagement du calorique par le frottement n'est pas dû non plus à la combinaison de l'oxigène avec les corps eux-mêmes, ou avec aucune partie de ces corps. Au moyen d'une espèce de mouvement d'horlogerie, M. Pictet fit tourner, avec une grande rapidité, de petits godets contre lesquels il faisait frotter différentes substances. Ces godets étaient fixés sur l'axe de l'une des roues; et dans leur concavité, au-dessus du centre, était placée la boule d'un thermomètre assez sensible pour indiquer très-promptement la chaleur procurée au godet par le frottement de la substance employée à l'opérer. Avec cet appareil, dont le volume total était assez petit pour

* Nicholson's Jour. II, 106.

qu'on pût facilement l'introduire dans le récipient d'une machine pneumatique; il fit frotter dans l'air un morceau de spath adamantin contre les bords extérieurs d'un godet d'acier trempé. Il y eut, pendant tout le temps de la durée des révolutions, production abondante d'étincelles; mais le thermomètre, placé au centre du godet à quelque distance de ses parois, n'indiqua aucune chaleur produite par le frottement. Cette expérience fut répétée dans le vide, à un degré de raréfaction où le mercure se soutenait encore à 9 millim. Il n'y eut point d'étincelles produites; mais, en opérant dans l'obscurité, on apercevait à l'endroit du contact une lueur phosphorique: le thermomètre n'accusa point de chaleur produite. Il fit ensuite frotter, de la même manière, dans l'air, un morceau de laiton contre les bords d'un godet également de laiton, mais beaucoup plus petit. Le thermomètre, dont la boule remplissait presqu'en entier la concavité de ce godet, et était très-voisine de ses parois, monta de 3°; mais cette ascension ne commençait à avoir lieu que lorsque les révolutions de la machine étaient achevées. Il y a apparence, qu'à raison du mouvement produit dans l'air, le calorique était entraîné à mesure que le frottement le dégageait. En faisant cette expérience dans le vide, l'ascension du thermomètre fut en tout de 1°,25 et cette ascension commençait dès que l'appareil était en mouvement. En substituant au laiton, qui frottait contre le godet de même métal, un morceau de bois, il obtint dans l'air une ascension moyenne de 2°,10 en remplaçant aussi le godet de laiton par un godet de bois, l'ascension fut de 2°,1 dans l'air, de 2°,4 dans le vide; et cette ascension fut de 5° dans un air condensé à 2320 millimètres, et par conséquent chargé d'une atmosphère trois quarts.*

Si ces expériences pouvaient ne pas paraître suffisamment concluantes, j'en ai d'autres à citer, qui ne permettront plus de douter que le calorique produit par le frottement, n'est pas dû à la décomposition du gaz oxigène. Le comte de Rumford imagina de renfermer le cylindre que nous avons décrit ci-dessus, dans une boîte de bois remplie d'eau, et dont l'air était entièrement exclus, le cylindre lui-même ainsi que le foret

* Pictet, *sur le Feu*, chap. 9.

étant aussi entièrement plongés dans ce liquide, et en même temps l'appareil était disposé de manière qu'il pouvait être mis en mouvement sans déranger la boîte, ni sans faire sortir l'eau qu'elle contenait. La quantité de ce liquide s'élevait à environ 8,5 kilogrammes, et la température, au commencement de l'expérience, était de 16° centigrades. Au bout d'une heure de mouvement du cylindre, qui faisait 32 révolutions par minute, la température de l'eau s'était élevée à 42° centigrades; une demi-heure après, elle était de 81° centigrades; et au bout de deux heures et demie, à dater du commencement de l'expérience, l'eau fut en *pleine ébullition*. Suivant le calcul du comte de Rumford, la quantité de calorique, produite dans cette expérience, aurait suffi pour amener 12 kilog. d'eau à la glace, au degré de l'ébullition, et neuf bougies de grosseur moyenne, brûlant à la fois d'une flamme claire et brillante, pendant le même temps qu'avait duré l'expérience, auraient à peine fourni la même quantité de calorique. Dans cette expérience, l'eau n'entrait pas dans la cavité du cylindre, dont l'entrée était fermée par un piston; mais le comte de Rumford la répéta après avoir supprimé ce piston, et laissé ainsi l'eau en contact avec les surfaces métalliques à l'endroit même de frottement s'opérait; et les résultats qu'il obtint furent absolument les mêmes. *

Les expériences de Rumford furent répétées et diversifiées par M. Haldat. Il disposa un appareil, avec lequel deux corps pourraient être pressés l'un contre l'autre au moyen d'un ressort, tandis que l'un d'eux aurait un mouvement de rotation d'une vîtesse de 8 décim. environ par seconde. Le frottement s'opérait dans une forte boîte contenant de 3 à 4 décim. cubes d'eau. Les résultats qu'il obtint concordent tellement avec ceux des expériences du comte de Rumford, qu'il serait inutile d'entrer ici dans de plus grands détails. La substance frottante était le laiton; et c'est lorsque le métal frotté était le zinc, qu'il y eut la plus grande quantité de chaleur dégagée. Le laiton et le plomb en dégageaient en quantités égales, mais moins que le zinc. L'étain ne produisait que les 0,78 de la chaleur dégagée pendant le frottement du plomb. Lorsque la pression fut quadruplée, la chaleur dégagée devint sept fois plus considérable qu'auparavant. La substance à surface

* Nicholson's Jour. II, 106.

froissante brute, produisait moitié moins de chaleur qu'à surface polie. Lorsque l'appareil était environné de corps mauvais conducteurs du calorique, ou de corps non conducteurs de l'électricité, il y avait diminution dans la quantité de la chaleur dégagée *.

Et par conséquent inexplicable jusqu'à présent.

Ainsi le calorique, qui se manifeste par le frottement, ne provient ni d'une augmentation de la densité, ni d'une altération dans le calorique spécifique des substances exposées au frottement; il n'est pas dû non plus à la décomposition de l'oxigène de l'atmosphère: d'où peut-il donc alors dériver? On n'a point encore satisfait à cette question; mais nous n'en continuons pas, ainsi que le fait le comte de Rumford, que le calorique n'existe pas du tout, et que ce qu'on appelle ainsi, n'est qu'une *espèce particulière de mouvement*; car il résulte évidemment des faits exposés dans ce chapitre, que le calorique existe comme substance. Il faudrait pouvoir prouver que son accumulation par frottement est *incompatible* avec cette manière de le considérer comme étant une substance, pour admettre la conclusion du comte de Rumford; et certes c'est ce à quoi bien n'est pas parvenu. Nous sommes encore loin sans doute de connaître assez les lois du mouvement du calorique, pour pouvoir affirmer avec certitude que le frottement n'est pas la cause qui produit cette accumulation dans les corps frottés. Nous savons, au moins, que c'est ce qui a lieu avec l'électricité. Mais si, jusqu'à présent, personne n'a pu parvenir à démontrer comment le calorique est accumulé par le frottement, ce n'est pas une raison suffisante pour en nier l'existence.

Analogie entre le calorique et l'électricité.

Il semble en effet y avoir une très-grande analogie entre le calorique et la matière électrique. Ils tendent l'un et l'autre à se distribuer également entre eux dans les corps; et dans cette lutte ils les dilatent. Ils fondent l'un et l'autre les métaux, et l'un et l'autre brûlent les substances combustibles. M. Achard a prouvé, que l'électricité peut être substituée au calorique, même dans des cas où son action semble être particulièrement nécessaire: car il trouva, que par un certain courant de fluide électrique constamment soutenu, on pouvait faire éclore des œufs tout aussi bien qu'avec une température de 40° centig. Un accident em-

* Nicholson's Jour. XXVI, 30.

pêcha les poussins de sortir de la coque; mais ils y étaient formés et vivans, et ils la brisaient au bout de deux jours. L'électricité a aussi une grande influence sur l'échauffement et le refroidissement des corps. M. Pictet ayant vidé d'air, jusqu'à 3 millimètres de l'éprouvette, un ballon de verre de 24 décim. cubes de capacité, il suspendit au milieu un thermomètre, au moyen d'une baguette de verre fixée au fond du ballon, et qui s'élevait jusque vers son extrémité supérieure. De chaque côté de ce ballon, il plaça deux bougies allumées, dont les rayons étaient réfléchis, au moyen de deux miroirs concaves, sur la boule du thermomètre; les bougies et le ballon avaient pour support une même planche, posée sur un tabouret isolant. A 76 centimètres de distance de l'appareil ainsi disposé, était une machine électrique établie en communication métallique avec l'anneau de laiton qui garnissait le col du ballon. Cette machine fut maintenue en action pendant tout le temps de l'expérience, et par conséquent le ballon qu'on y avait exposé devait se remplir de la matière électrique qui y entrait continuellement, et de manière à en former, suivant M. Pictet, une atmosphère non-seulement au-dedans de ce ballon, mais encore à l'extérieur tout autour, à une certaine distance: ce qui se manifestait évidemment par la flamme vacillante des bougies qui brûlaient très-mal. Lorsque l'expérience commença, le thermomètre était à 10° centigrades; il s'éleva à 21° dans 732″. La même expérience fut répétée, mais sans électriser l'appareil. Le thermomètre monta de 10° à 21° en 1050″; de sorte que l'électricité avait accéléré l'échauffement de près d'un tiers. M. Pictet répéta ces expériences, mais avec cette différence, qu'il isola les bougies, en plaçant les flambeaux sur des vaisseaux de verre vernis à la copale. Le thermomètre monta dans le vide électrisé, de 11° à 21° centigrades en 1050″; et en 965″ dans le vide simple. L'élévation du thermomètre fut de 30° centigrades dans le vide simple, et de 25° dans le vide électrisé. Il résulte de ces expériences, que lorsque le globe et les bougies communiquaient ensemble, l'électricité rendait l'échauffement du thermomètre plus prompt, mais qu'elle produisait l'effet contraire, lorsque les bougies étaient isolées*.

* Pictet, *sur le Feu*, chap. 6.

On pourrait soupçonner que l'effet produit dans l'expérience suivante de M. Pictet, était dû à l'action de l'électricité. Pour éviter que la boule du thermomètre, qu'il avait introduit dans un des godets de laiton dont nous avons déjà parlé, ne fût brisée par le mouvement rapide de ce vase métallique, il en garnit l'intérieur d'un peu de coton, dont 2 ou 3 brins seulement touchaient la boule en-dessous. Le thermomètre monta, indépendamment de tout autre frottement, de 5 à 6° pendant les révolutions du godet. En faisant toucher la boule du thermomètre par une plus grande quantité de coton, il parvint à obtenir une ascension de 15°.

Je ne vois pas qu'il soit possible de conclure autre chose de ces faits, sinon que l'électricité contribue très-souvent à l'échauffement des corps, et que son action est probablement pour quelque chose dans l'accumulation du calorique produit par le frottement. En supposant que l'électrité est réellement une substance, et en accordant que cette substance diffère du calorique, n'est-il pas de toute probabilité qu'elle en contient comme tous les autres corps? Ne tend-elle pas à s'accumuler dans tous les corps par frottement, qu'ils soient conducteurs ou non conducteurs? Ou, lorsqu'ils sont bons conducteurs, ne peut-elle pas les traverser en grande quantité pendant que le frottement a lieu? Ne peut-elle pas partager de son calorique avec ces corps, soit à raison de leur plus grande affinité, ou pour quelque autre cause? Et pourquoi ne pourrait-elle pas être alors la source du calorique qui se manifeste pendant le frottement?

5°. *Du Mélange.*

On sait que l'union chimique de deux substances produit presque toujours un changement de température. Dans quelques cas, cette température devient plus froide; elle devient beaucoup plus chaude dans d'autres. Nous avons présenté, dans la troisième division de la précédente section, une liste nombreuse des mélanges d'où résulte le froid : il nous reste à considérer ceux dont l'effet est contraire, et à rechercher la cause de l'un et de l'autre. Les mélanges changent la température.

1. L'eau constitue une partie essentielle de presque tous les mélanges qui donnent lieu à un changement de température. Il n'y a d'exceptions bien remarquables à cet égard, que Eau partie essentielle.

qui passe à l'état liquide doit absorber du calorique, ce qui est la même chose que si l'on disait qu'il doit produire du froid. D'un autre côté, lorsqu'un corps fluide prend la forme solide, il doit y avoir dégagement de calorique; parce qu'un fluide ne peut devenir solide qu'en abandonnant le calorique qui le tenait à l'état de fluidité. Mais l'application de cette théorie, à tous les cas de changemens dans la température par mélange, est si évidente, qu'il n'est pas nécessaire de l'expliquer davantage.

7. Il y a changement de calorique spécifique des corps dans la plupart des combinaisons, qui donnent lieu à une production de chaleur ou de froid; et c'est à ce changement que le docteur Irvine attribuait tout dégagement de chaleur ou de froid. Quoiqu'il me semble avoir donné beaucoup trop d'extension à cette idée, je n'en pense pas moins que ce changement y doit influer d'une manière très-sensible.

VI. *Electricité.*

1. Il est bien connu que lorsqu'un corps excité (mis à l'état électrique) est déchargé à travers l'air, on aperçoit toujours un éclair très-brillant, qu'on désigne particulièrement par le nom d'*étincelle*. Cette étincelle, lorsqu'elle est assez forte, produit tous les effets de la chaleur. Elle fond les métaux les plus réfractaires, elle enflamme la poudre à canon, l'alcool et d'autres combustibles. Il s'ensuit donc évidemment que l'électricité dégage et chaleur et lumière. En effet, la quantité de chaleur produite, par l'action d'une grande batterie galvanique, est presque aussi considérable que celle qu'on pourrait obtenir au moyen des plus fortes lentilles, ou par la combustion d'un mélange de gaz oxigène et hydrogène. C'est ce qu'ont fait voir clairement les expériences de M. Children avec son magnifique appareil galvanique [1].

Effets sur les métaux.

2. Les effets que l'électricité produit sur les corps métalliques semblent être en raison inverse du pouvoir qu'ils ont de la conduire. Ces effets de l'électricité sont les plus faibles à l'égard des métaux qui en sont les meilleurs conducteurs, et c'est sur les métaux mauvais conducteurs qu'elle agit le plus fortement. Van-Marum [2] ayant fait passer successivement à

---

[1] Phil. Trans., 1815, p. 368.

[2] Première continuation des expériences faites par le moyen de la machine électrique teylerienne.

travers des fils de différens métaux, d'un millimètre de diamètre, toute l'électricité accumulée dans une batterie chargée par la machine teylérienne, chacun de ces fils fut fondu par la décharge, sur des longueurs diverses, ainsi qu'il suit, savoir :

	mètres.		mètres.
Fil de plomb. . .	3	Fil d'argent. . .	0,006
Fil d'étain.	3	Fil de cuivre. .	
Fil de fer.	0,127	Fil de laiton. .	
Fil d'or.	0,89		

Par des décharges égales de la batterie.

Un fil de fer d'un demi-millimètre de diamètre fut fondu sur la longueur de..... 0,406 mètres

Un fil d'argent de même diamètre fut en partie fondu, et en partie réduit en petits morceaux. 0,221

Un fil de cuivre de même diamètre (non fondu)..... 0,006

Un fil de laiton de même diamètre, fondu en partie, et en partie réduit en petits morceaux..... 0,305

Il paraît, d'après les expériences de Van-Marum, que le cuivre est de beaucoup meilleur conducteur de l'électricité, que le laiton ou le fer.

Lorsqu'on fait passer des chocs électriques à travers un bon conducteur, un thermomètre placé dans le conducteur ne s'élève point. Van-Marum fit passer un courant de matière électrique à travers la boule d'un thermomètre; cet instrument monta de 27 à 38° centigrades. Dans le vide de Boyle, un thermomètre, dans les mêmes circonstances, s'éleva à 49° centigrades. Ce thermomètre ayant été placé dans les gaz oxigène et azote, raréfiés l'un et l'autre au même degré, son élévation fut la même *.

Les expériences de M. Children, avec sa puissante batterie galvanique, furent plus susceptibles d'exactitude que celles de Van-Marum, comme ayant été faites sous un flux non-interrompu de courans électriques; ce qui, selon toute probabilité, contribue beaucoup à leur efficacité. D'après la longueur des fils métalliques mis en fusion par cette batterie,

* Phil. Mag. VIII, 193.

il paraîtrait que les métaux peuvent être rangés, comme conducteurs de l'électricité, dans l'ordre qui suit, savoir *:

1. Argent.	3. Or.	5. Fer.
2. Zinc.	4. Cuivre.	6. Platine.

Il est très-remarquable que lorsque des métaux sont mis à l'état d'ignition par l'électricité, ils restent plus long-temps rouges, que lorsqu'ils sont portés au même degré de chaleur par un feu ordinaire. Il serait difficile d'opérer ainsi l'ignition d'un fil de zinc; mais cet effet est aisément produit au moyen d'une batterie galvanique.

Chaleur dégagée par une décharge électrique.

3. Toutes les fois que deux corps, dans des états d'électrisation différens, l'un en plus, l'autre en moins, sont approchés l'un de l'autre, de manière à produire une décharge et détruire l'excitation, il y a toujours dégagement de chaleur. Quelle est la cause de cette chaleur? Ceux, qui considèrent les deux états d'électrisation comme étant dûs à deux fluides distincts, répondent aisément à cette question. La chaleur, disent-ils, provient de l'union des deux électricités. Tant qu'elles sont séparées elles produisent les phénomènes électriques; mais, lorsqu'elles sont unies, elles perdent leurs propriétés électriques, et il en résulte la chaleur. Mais il ne sera pas aussi facile de satisfaire à la question, aux physiciens anglais, qui n'admettant pas l'existence de l'électricité négative comme substance distincte, la considèrent comme la privation, dans un corps, d'une portion de la dose d'électricité qu'il possède dans un état neutre.

Théorie de Berzelius, sur la combustion.

4. Berzelius a établi une théorie de la combustion et de l'affinité chymique, qui paraît être très-plausible. Elle a été adoptée, ou dans son entier, ou avec quelques modifications, par plusieurs des chimistes les plus éminens de l'époque actuelle. Suivant Berzelius, tous les corps, qui ont de l'affinité entre eux, sont dans deux états opposés d'électricité; et plus chacun de ces corps est fortement excité, et plus leur affinité s'accroît. Lorsque ces corps s'unissent, les électricités opposées sont neutralisées, soit totalement, soit en partie; et cette neutralisation produit les phénomènes de la combustion, savoir: dégagement de lumière et de chaleur. Si, comme modification à cette théorie, on adoptait l'hypothèse fran-

* Phil. Trans. 1815, p. 367.

çaise, que l'électricité résineuse est un fluide distinct, tout aussi-bien que l'électricité vitrée; si, de plus, on supposait que l'union de ces deux électricités constitue le corps qui est capable, suivant les circonstances, de prendre la forme de calorique ou de lumière, alors les phénomènes de la combustion deviendraient susceptibles d'une explication simple et complète. L'hypothèse est plausible; mais elle ne peut être adoptée avec sûreté tant que la théorie de l'affinité chimique de Berzelius n'aura pas été mieux démontrée qu'il n'a été possible de le faire jusqu'à présent. Que chaque corps de la nature ait son état particulier et permanent d'électricité, qu'il ne perd jamais, si ce n'est lorsqu'il se combine avec un autre corps; que les corps qui se combinent soient toujours dans deux états opposés d'électricité, c'est ce que, dans la plupart des cas, on doit plutôt considérer comme assertions que comme des conséquences déduites des phénomènes. L'oxigène et le chlore, par exemple, sont deux corps qu'on regarde comme étant toujours électrisés négativement; le phosphore et le soufre, avec lesquels ils s'unissent, sont électrisés positivement. Admettons que ces conséquences se déduisent réellement des expériences galvaniques de Berzelius, confirmées par Davy. L'oxigène et le chlore peuvent s'unir ensemble et former par cette union des composés permanens. Je considère ce fait comme ne pouvant se concilier avec la doctrine de l'affinité chimique de Berzelius prise dans sa plus grande extension. La raison de l'union, dit-il, est que l'oxigène est beaucoup plus intensivement négatif que le chlore. Mais si l'électricité négative est un fluide particulier, dont les molécules se repoussent entre elles, je ne vois pas comment des corps chargés de cette électricité peuvent s'unir; ou, de toute manière, l'union de ces corps détruit l'hypothèse que l'affinité chimique dépend des différens états d'électricité des corps. Ce sujet demanderait à être examiné avec beaucoup plus d'attention qu'il ne l'a été jusqu'ici, avant que la théorie de Berzelius puisse être ou adoptée ou rejetée.

CHAPITRE III.

De l'Électricité.

Si après avoir frotté, avec une étoffe de laine ou une peau de chat, un bâton de cire d'Espagne ou un tube de verre, on les approche de quelques parcelles de papier, de duvet, ces petits corps légers seront attirés; on les verra se porter très-rapidement sur la surface du bâton de cire d'Espagne ou du tube de verre, y adhérer pendant quelque temps, et en être ensuite repoussés. Cette propriété, que certains corps acquièrent par le frottement, fut reconnue par les anciens; et comme c'est dans l'ambre, que les Grecs appelaient ἤλεκτρον, qu'ils la remarquèrent principalement, elle fut désignée par le nom d'*électricité*.

Origine du nom.

Gilbert et Boyle observèrent que plusieurs autres corps jouissaient des propriétés électriques; mais il paraît que ce fut M. Stephen Grey, membre de la Société royale de Londres, qui examina le premier, avec une attention plus particulière et plus suivie, les phénomènes de l'électricité. Il commença ses expériences, sur ce sujet, en 1720, et il les continua jusqu'à l'époque de sa mort, en 1736. Ce physicien reconnut qu'on rendait certains corps électriques en les frottant, ce qui n'opérait pas le même effet sur d'autres. Le verre, la résine, le soufre, la soie, la laine, le poil, le papier, etc., appartiennent à la première classe de corps; la seconde comprend les métaux, et la plupart des liquides. Lorsqu'un tube de verre a été excité par frottement, si on l'approche à une certaine distance d'une baguette de métal, telle longue qu'elle soit, mais en la tenant suspendue sur des cordons de soie ou de crin, le tube métallique acquiert la propriété d'attirer les corps légers; ce qui n'aura pas lieu si le tube de verre est suspendu par de la toile ou des fils métalliques. Grey trouva qu'il en était de même à l'égard des liquides; mais il reconnut que le verre, la résine, et les autres corps capables d'être excités par frottement, n'acquièrent pas cette propriété lorsqu'ils sont placés près d'un corps dans un état électrique. Il nomma *électriques*, ceux des corps qui sont susceptibles d'être excités par frottement, et *non électriques*, les corps

Histoire.

sur lesquels le frottement ne produit point cet effet. Il appela *conducteurs*, les corps qui deviennent électriques lorsqu'ils sont placés dans le voisinage d'un corps excité, et *non conducteurs*, ceux qui, dans la même circonstance, n'acquièrent pas cette propriété. Ce physicien reconnut encore, que tous les corps *électriques* étaient *non conducteurs*, tandis que les corps *non électriques* étaient tous *conducteurs*. On doit employer les corps électriques ou non conducteurs, pour suspendre ou *isoler* les métaux, lorsqu'ils ont à recevoir ou à retenir l'électricité; les corps conducteurs ou non électriques ne pouvant pas remplir cet objet.

M. Dufay, physicien français d'une très-grande célébrité, s'occupa aussi de l'électricité, et à ce qu'il paraît, par suite des expériences de Grey; il publia, en 1734, dans les Transactions philosophiques*, un Mémoire présentant deux découvertes capitales, dont la seconde peut être considérée comme la pierre fondamentale de la science de l'électricité. 1. Lorsqu'un corps excité est placé dans le voisinage d'un corps léger qui est dans son état naturel, ce corps est attiré, et il continue de l'être jusqu'à ce qu'il ait acquis l'état d'excitation: alors il est repoussé. Dès que le corps léger a perdu son électricité en venant en contact avec quelqu'autre corps dans son état naturel, il est attiré de nouveau par le corps excité; il devient une seconde fois électrisé, et il est ensuite repoussé comme auparavant; de manière que les corps excités attirent les corps dans leur état naturel, et les repoussent lorsqu'ils sont excités. 2. Il y a deux sortes d'électricité; la première, celle que développent le verre, le cristal de roche, les pierres gemmes, le poil et la laine; la seconde, celle que produisent l'ambre, le copal, la laque, la soie, le papier, les résines, etc. Il donna à la première de ces électricités le nom de *vitrée*, et celui de *résineuse* à la seconde. Les corps chargés de la *même* espèce d'électricité se *repoussent* mutuellement, ils *s'attirent* lorsque leur électricité est de nature différente.

Ces découvertes excitèrent généralement l'attention des philosophes. La science de l'électricité fut cultivée avec assiduité dans toutes les contrées de l'Europe. Elle le fut également en Amérique; et c'est ainsi qu'elle est arrivée, par

* Phil. Trans. Vol. XXXVIII, p. 258. Il publia huit dissertations sur l'électricité dans les Mémoires de l'Académie des Sciences.

degrés, à son état actuel. Les électriciens les plus distingués après les deux qu'on vient de citer, sont peut-être Franklin et Volta. Le premier découvrit l'identité du tonnerre et de l'électricité, et il établit une théorie ingénieuse qui, en réunissant tous les faits, fournissait une explication plausible des phénomènes. Le second apprit, depuis, aux physiciens que l'action mutuelle de deux métaux mis en contact les constitue dans deux états *différens* d'électricité; et c'est à cette dernière découverte que nous devons la pile électrique, qui porte le nom de ce savant, devenue entre les mains des chimistes un moyen si puissant et si important de recherches. La science de l'électricité présente aujourd'hui une si vaste collection de faits, qu'il serait impossible de les exposer en détail dans cet ouvrage; et d'ailleurs cette tâche, fût-elle plus facile à remplir, n'aurait pas ici de but utile, parce que la plupart de ces faits n'ont aucun rapport avec la science de la chimie. Je me propose de traiter, par la suite, de la science de l'électricité dans un ouvrage séparé. Je me bornerai, quant à présent, à ne donner, de la théorie de cette science, que ce qui peut suffire pour mettre le lecteur en état d'en apprécier les expériences qui constituent aujourd'hui une partie indispensable de tout système de chimie.

Deux fluides électriques.

1. On peut concevoir l'électricité comme étant produite par l'action d'un fluide subtile, d'une nature telle, qu'en quelque quantité que nous parvenions à l'accumuler dans les corps, sa présence n'y peut être indiquée par la balance la plus sensible. Le fluide électrique, en le supposant exister, est donc impondérable. L'opinion originale de Dufay, qu'il existe deux sortes de fluides électriques, le fluide vitré et le fluide résineux, me semble se concilier mieux avec tous les phénomènes, et laisser moins d'incertitudes dans les conséquences, que la théorie qui y fut depuis substituée par le docteur Franklin. Suivant lui, les corps peuvent être *excités* (électrisés) de deux manières; soit en leur ajoutant une quantité d'électricité surabondante à celle qu'ils contiennent dans leur état naturel, soit en les privant d'une portion de cette dernière électricité. Il disait des corps, que, dans le premier cas, ils étaient électrisés *positivement* ou *en plus*, et *négativement* ou *en moins* dans le second. Lorsque les corps ne contiennent que leur quantité ordinaire de fluide électrique naturel, alors leur état d'électricité ne se manifeste

point à nos sens, et on dit de ces corps, qu'ils sont à l'état neutre. L'électricité *positive* de Franklin est l'électricité *vitrée* de Dufay, et l'électricité *résineuse* de celui-ci, est l'électricité *négative* de Franklin. Epinus et Cavendish adaptèrent le calcul mathématique à cette théorie de Franklin, qui fut presque généralement admise dans la Grande-Bretagne et sur le Continent. Mais les découvertes récentes dans la science, auxquelles a donné lieu l'invention de la pile voltaïque, me semblent s'accorder beaucoup mieux avec la théorie de Dufay qu'avec celle de Franklin; et c'est en conséquence la première que j'adopte de préférence dans cet extrait.

Vitrée et résineuse.

2. Les expériences de Coulomb nous autorisent à en déduire que l'électricité vitrée attire l'électricité résineuse avec une force qui est en raison inverse du carré de la distance, et que les forces répulsives des molécules des deux électricités, suivent une loi réciproquement semblable, et sont proportionnelles au carré de la distance.

Attraction et répulsion comme $\frac{1}{d^2}$.

3. Lorsque les deux électricités vitrée et résineuse sont combinées ensemble, elles se neutralisent mutuellement, et alors le corps qui les contient ne donne aucun signe d'électricité. Mais si ces deux électricités sont séparées l'une de l'autre, et que l'une d'elles soit accumulée dans différens corps, ou dans des parties différentes du même corps, alors les corps dans lesquels l'une ou l'autre des deux électricités domine, présentent les phénomènes de l'électricité en attirant ou en repoussant les corps légers, et dans ce cas, on les dit être à l'état d'excitation.

4. Les fluides électriques peuvent passer avec une grande facilité à travers quelques substances, tandis qu'ils pénètrent très-difficilement, ou même pas du tout, dans d'autres corps. Il y a donc, relativement à l'électricité, deux séries de corps, ceux qui la laissent librement passer, et qu'on appelle par cette raison *conducteurs*, et de même aussi on nomme corps *non conducteurs*, ceux à travers lesquels l'électricité ne peut se transmettre, ou qu'avec la plus grande difficulté.

Conducteurs et non conducteurs.

Tous les métaux sont conducteurs; il en est de même du charbon et de la plombagine, ainsi que de la plupart des liquides. Le verre, les résines, le soufre, le diamant, le phosphore, les pierres gemmes, la soie, les poils, la laine, sont des corps non conducteurs.

5. Lorsqu'on frotte deux corps l'un contre l'autre, les

Excitation.

deux électricités sont séparées l'une de l'autre par le frottement. L'une d'elles s'accumule dans l'un des corps et l'autre dans l'autre corps. Il s'ensuit que les deux corps deviennent excités. L'un possédant l'électricité vitrée, l'autre l'électricité résineuse. Si les corps sont conducteurs, cet état se perd à l'instant, à moins qu'ils ne soient isolés; mais si les corps sont non conducteurs, ils retiennent pendant quelque temps l'électricité qu'ils ont acquise. Il s'ensuit que les corps non conducteurs sont les seuls qui, dans les cas ordinaires, puissent être excités; et c'est par cette raison qu'on a donné à ces corps le nom d'*électriques*. Lorsque les substances indiquées dans la table qui suit sont frottées l'une contre l'autre, celle qui est établie la première dans la liste acquiert l'électricité vitrée, et celle qui la suit l'électricité résineuse; ainsi la peau de chat devient électrisée vitreusement, quelle que soit la substance contre laquelle on la frotte, tandis que le verre dépoli est électrisé résineusement lorsqu'il est frotté contre tout corps dans la table, excepté le soufre. C'est-à-dire que les substances qui composent cette table acquièrent l'électricité vitrée quand on les frotte avec celles qui les suivent dans la liste, et l'électricité résineuse quand on les frotte avec celles qui les précèdent.

Corps électriques.

La peau de chat.	Le papier.
Le verre poli.	La soie.
L'étoffe de laine.	La gomme laque.
Les plumes.	Le verre dépoli.
Le bois.	Le soufre.

6. Les deux électricités, lorsqu'elles sont séparées l'une de l'autre, peuvent se mouvoir à travers les conducteurs avec une vîtesse inconcevable. Il résulte des expériences de William-Watson, et des autres membres de la Société royale qui l'accompagnaient, que la charge d'une bouteille de Leyde traversa un fil métallique de plus de 3700 mètres de long, avec une telle rapidité, qu'il ne fut pas possible d'apprécier l'intervalle de temps écoulé entre le circuit complet et le choc reçu *. M. Cavendish s'est assuré qu'un fil de fer est 400 millions de fois meilleur conducteur de l'électricité

* Phil. Trans. 1748, p. 49 et 491.

que l'eau distillée ; qu'de l'eau de mer, contenant 0,30 de sel, est cent fois meilleur conducteur que l'eau distillée, et qu'une dissolution saturée de sel, conduit 720 fois mieux l'électricité que l'eau distillée *. La table ci-dessous présente la liste des différens conducteurs, rangés suivant qu'ils ont été reconnus l'être meilleurs ou moins bons. Plus la place qu'une substance occupe dans la table est élevée et plus cette substance est bon conducteur.

Corps conducteurs.

Or.	Eau chaude.
Argent.	Eau froide.
Cuivre.	Liquides, excepté les huiles.
Laiton.	Verre chauffé au rouge.
Platine.	Résine fondue.
Fer.	La flamme.
Etain.	La glace (n'étant pas trop refroidie).
Mercure.	Les sels métalliques.
Plomb.	Les sels en général.
Autres métaux.	Les fluides animaux.
Mines métalliques.	Les acides.
Charbon.	Les dissolutions salines.
Les terres et pierres tendres.	La vapeur.
Le verre rempli d'eau bouillante.	Le vide imparfait.
La fumée.	L'air chaud.

7. Comment les fluides électriques sont-ils retenus dans les corps? C'est ce qui n'a point encore été démontré d'une manière satisfaisante. Mais il semble que cet effet est principalement dû à l'action de l'air environnant, qui lui-même n'est pas conducteur, et à la pression que ce fluide exerce à la surface des corps. Au-moins est-il bien connu que les corps ne peuvent être mis en état d'excitation dans le vide, l'électricité s'échappant à mesure qu'elle est développée.

Distribution de l'électricité.

8. Il paraît que le fluide électrique tend à se répandre de lui-même sur la surface des corps; car la quantité de ce fluide qu'il est possible d'accumuler dans un corps, est toujours proportionnelle à sa surface. Si l'on charge également d'électricité deux sphères métalliques de même diamètre, dont l'une creuse, et l'autre solide, la quantité du fluide, accu-

* Phil. Trans. 1776, p. 196.

mulée dans la sphère creuse, sera exactement la même que celle accumulée dans la sphère solide. M. Poisson a dernièrement déterminé, par le calcul, ce mode de distribution de l'électricité à la surface des corps, et découvert la loi suivant laquelle elle s'établit. Si le corps électrisé est une sphère, la couche du fluide sera d'une épaisseur égale sur toutes les parties de la surface. Si le corps électrisé est un ellipsoïde, la couche du fluide sera la plus épaisse au sommet du plus grand axe, et la plus mince au sommet du plus petit. Tout le fluide électrique prendra la forme d'un ellipsoïde concentrique, forme qui est déterminée par ces lois. Dans tous les cas, la surface extérieure de la couche du fluide électrique est la même que celle des corps, et par conséquent, le problême se réduit à trouver la forme de la surface intérieure. Si les deux sphères électrisées sont en contact, le point de contact est neutre, ou il n'y a point d'électricité libre à ce point; et dans chaque sphère, la quantité d'électricité accumulée est la plus grande au point le plus éloigné du point de contact. La quantité d'électricité, dans chacune des sphères, va croissant du point de contact au point qui en est le plus éloigné, où cette quantité d'électricité est à son maximum, d'après une loi déterminée, pour une grande variété de cas, par M. Poisson, et qui dépend du rapport entre les rayons des sphères. Ainsi, dans le cas de deux sphères dont le diamètre de la première était à celui de la seconde comme 1 à 2, les épaisseurs relatives des couches d'électricité, aux distances suivantes du point de contact, furent, savoir:

Jusqu'à	30° du point de contact.	Insensible.
à	60.....	0,5563
à	90.....	1,0000
à	180.....	1,3535

Lorsque le corps conducteur, dans lequel l'électricité est accumulée, se termine par une extrémité aigue, l'accumulation de l'électricité, à ce point, est beaucoup plus grande que si cette extrémité était hémisphérique. C'est la raison pour laquelle un corps pointu décharge beaucoup plus facilement l'électricité qu'un corps arrondi; d'où résulte l'avantage supérieur des pointes à l'extrémité des verges de paratonnerres.

Origine du galvanisme.

9. Si l'on applique une plaque de zinc isolée sur une

plaque de cuivre aussi isolée, et qu'après avoir séparé ces plaques, on examine l'état d'électricité de chacune d'elles, au moyen du condensateur de Volta, on reconnaîtra que ces plaques de zinc et de cuivre sont l'une et l'autre à l'état d'excitation; que le zinc a l'électricité vitrée, et le cuivre l'électricité résineuse. Ce fait fut découvert par Volta, lorsqu'il répétait, en 1791, les expériences faites, en 1789, par Galvani sur les grenouilles, dans ses recherches sur l'excitabilité des organes musculaires par l'électricité. Volta conclut de sa découverte, que ce que Galvani appelait *électricité animale*, résultait de l'action de l'électricité ordinaire. Galvani avait reconnu, par hasard, que si après avoir mis à nu le nerf crural et les muscles lombaires d'une grenouille, on plaçait une plaque de zinc sur le nerf, une plaque de cuivre sur le muscle, et que les plaques métalliques étant dans cette position, on établît le contact entre elles, les muscles de la grenouille entraient immédiatement en convulsions violentes. Galvani attribua ces convulsions aux effets d'un fluide qu'il appela *électricité animale*, fluide qui, dans son opinion, était logé dans le nerf, et transmis aux muscles par les métaux. Volta considéra ce phénomène comme un effet de l'électricité développée par le contact des deux métaux, et qui, quoique faible, pouvait cependant suffire pour produire cette action sur des organes d'une nature aussi délicate. Après avoir médité pendant environ neuf ans sur ce sujet, Volta découvrit qu'on pouvait obtenir un courant d'électricité, continuellement fourni pendant un temps considérable, au moyen d'un appareil qu'il imagina ainsi qu'il suit : il se procura 40 ou 50 disques de zinc, et un même nombre de disques de cuivre; les uns et les autres de la même dimension, de celle d'une demi-couronne; il se munit aussi d'un même nombre de rondelles de drap imbibé d'une dissolution saturée de sel marin; et il arrangea le tout dans l'ordre ci-après, savoir:

1. Disque de zinc.	4 Disque de zinc.	7. Disque de zinc.	Pile galvanique.
2. Disque de cuivre.	5. Disque de cuivre.	8. Disque de cuivre.	
3. Rondelle de drap imbibé.	6. Rondelle de drap imbibé.	9. Rondelle de drap imbibé.	

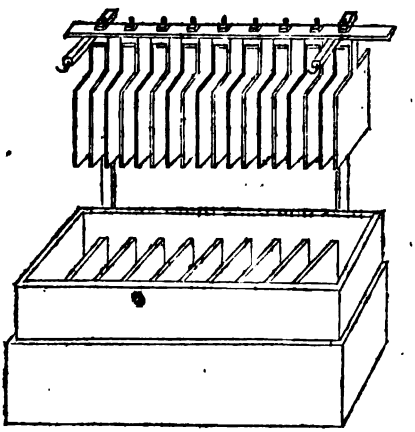
On continue ainsi jusqu'à ce que tous les disques métalliques aient été élevés dans cet ordre, en pile ou colonne, aveo une rondelle de drap imbibé, interposée entre chaque paire,

zinc et cuivre, des disques métalliques. Les rondelles de drap doivent être d'un diamètre un peu plus petit que celui des plaques métalliques; et on doit avoir soin, en les imbibant de la dissolution saline, qu'elles ne soient mouillées qu'autant qu'il le faut pour que le poids du disque métallique qui doit être placé dessus, ne puisse rien faire sortir du liquide. Il y a beaucoup plus d'avantage à souder ensemble chaque plaque de zinc et de cuivre, en les réunissant ainsi par paire; mais alors il faut faire attention à placer les paires de plaques métalliques dans la pile, de manière que ce soit toujours le même métal qui se trouve en-dessous, et par conséquent le même en-dessus dans chaque paire. Volta décrivit cet appareil nouveau dans les transactions philosophiques pour 1800, et il devint immédiatement renommé dans toute l'Europe comme *pile galvanique* ou *voltaïque*. M. Cruicksbanks de Woolwich substitua, peu de temps après, à la pile, une auge ou cuve de bois, dont toutes les pièces qui la formaient avaient été vernies en dedans de manière à ce qu'elle pût tenir l'eau. On avait pratiqué dans cette auge ou cuve des rainures à peu de distance les unes des autres, pour y admettre des plaques de zinc et de cuivre soudées ensemble par paire. Pour fixer ces plaques ainsi réunies deux à deux dans les rainures, on les garnissait d'un ciment résineux, et pendant qu'il était encore chaud, on y logeait les plaques contre lesquelles on appliquait le ciment, qu'elles faisaient déborder, tandis qu'il était encore dans un état de molesse. Ces plaques formaient ainsi autant de cellules séparées, entre lesquelles les liquides ne pouvaient pas passer. Tout étant ainsi disposé dans l'auge, on remplissait les interstices ou les cellules formées par les paires de plaques, d'une dissolution de quelque sel, ou d'une eau acidulée avec le trentième de son poids d'acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique.

Cuve. On a fait, en dernier lieu, dans cet appareil à cuves, un perfectionnement, qui en augmente tout-à-la-fois l'énergie et le rend d'un usage beaucoup plus commode pour l'expérimentateur. Les cuves sont en porcelaine, avec des diaphragones de la même substance, qui les divisent en un nombre requis de cellules. Les plaques métalliques sont carrées, et une tige de métal courbée sous la forme de la lettre U, sert à joindre chaque paire; un des bouts de cette

tige étant soudé, à l'extrémité, d'une plaque de zinc, et l'autre bout, à l'extrémité, d'une plaque de cuivre. L'une de ces plaques est mouillée par le liquide dans une cellule, et l'autre par ce liquide dans la cellule contigue, tandis que la tige métallique qui réunit ces deux plaques, passe sur le diaphragme qui divise les deux cellules. Toutes les plaques ainsi réunies, sont fixées à une verge ou tringle métallique, qui règne le long et au-dessus de la cuve, de manière que ces plaques peuvent être enlevées toutes ensemble hors de la cuve, soit avec la main, ou, si le poids en est trop considérable, au moyen d'une poulie convenablement disposée à cet effet.

On entendra mieux l'établissement de cet appareil, en le voyant représenté dans la figure ci-dessous.



Volta construisit d'abord ses piles avec des pièces de métal, de la dimension d'une demi-couronne (représentant à-peu-près un petit écu de la monnaie ancienne de France); mais il s'assura, depuis, que l'énergie de la pile, au-moins quant à ce qui concerne les phénomènes chimiques, augmente en proportion de la plus grande dimension des pièces. On les fait ordinairement à-présent de 10, 15 ou 20 centimètres de diamètre. M. Children a fait construire dernièrement à Londres un appareil à auge, dont chaque plaque métallique a environ deux mètres de long, sur plus d'un mètre

de large. On met souvent en expérience plusieurs de ces auges réunies ensemble, et alors l'appareil total s'appelle *batterie galvanique* ou *voltaïque*.

Propriétés de la pile.

En supposant une pile construite suivant la méthode de Volta, si on applique un condensateur à l'extrémité de cette pile, où est la plaque zinc, on reconnaîtra qu'il s'est chargé d'électricité vitrée; on s'assurera, de la même manière, que l'électricité de la plaque cuivre, à l'autre extrémité de la pile, est résineuse. Si on se mouille les doigts des deux mains, et qu'on en applique une sur l'extrémité zinc de la pile, en posant en même-temps l'autre sur l'extrémité cuivre, on reçoit une commotion, dont la violence est toujours en raison du nombre de paires de plaques dans la pile. Si ce nombre est de plusieurs centaines de paires, le choc est si violent, qu'il produit de la douleur. Dans ce cas même, si plusieurs personnes forment une chaîne en se tenant par les mains, et si celles qui la terminent, touchent chacune une extrémité de la pile, ces deux personnes seulement recevront la commotion, tandis que les autres personnes de la chaîne n'auront rien éprouvé. Lorsqu'une même personne touche avec ses deux mains les deux extrémités de la pile, la commotion qu'elle éprouve se fait sentir beaucoup plus violemment dans ses bras que dans toute autre partie du corps.

Décomposition chimique.

Si l'on fixe à chaque pôle de la pile un fil, d'or ou de platine, dont l'autre extrémité se rende dans un vase de verre contenant de l'eau, et que les deux fils y aboutissent de manière que leurs extrémités dans l'eau se trouvent près l'une de l'autre, mais sans se toucher, on verra un courant continuel de gaz se dégager de chaque fil; et le gaz produit par le fil adapté à l'extrémité négative ou résineuse de la pile, sera en quantité double de celui dégagé par l'autre fil. Si l'on recueille ces gaz dans des vaisseaux séparés, on reconnaîtra que le gaz, provenant du fil négatif de la pile, est le gaz hydrogène, et que le gaz qui se dégage de l'autre fil communiquant au pôle positif, est le gaz oxigène; et comme, ainsi qu'on vient de le remarquer, le premier gaz provenant de l'extrémité négative de la pile, ou l'hydrogène, est en quantité double de celui que dégage le fil communiquant à l'extrémité positive de la pile, ou l'oxigène, il en résulte que ces deux gaz, ainsi dégagés de l'une et l'autre extrémité de la pile, sont exactement dans les proportions qui constituent

l'eau; on en peut donc conclure qu'ils sont provenus de la décomposition de l'eau. Ce fait important fut observé pour la première fois par MM. Nicholson et Carlisle.

On reconnut bientôt après cette première découverte, qu'on pouvait, au moyen de la pile galvanique, décomposer beaucoup d'autres substances. L'ammoniaque, les acides sulfurique et nitrique, et différens sels métalliques furent soumis à son action : et ces corps furent décomposés comme l'avait été l'eau. Si les fils qu'on adapte aux deux pôles de la pile sont de fer, de cuivre ou de tout autre métal, excepté le platine ou l'or, et par conséquent susceptibles d'être facilement oxidés, il se dégage comme à l'ordinaire du gaz hydrogène par le fil communiquant au pôle négatif; mais il ne se manifeste point de dégagement par le fil communiquant au pôle positif, et ce fil se recouvre promptement d'une couche d'oxide. Dans ce cas, l'oxigène, au-lieu de se dégager, comme avec les fils de platine et d'or, sous forme de gaz, se combine avec ce fil du pôle positif, et le convertit en oxide.

Loi de Berzelius.

Berzelius et Hisinger découvrirent, en 1803, un fait de la plus grande importance relativement à l'action de la batterie galvanique pour la décomposition des corps *. Ils essayèrent ses effets sur une grande variété de sels et d'autres corps composés, et ils trouvèrent que dans cette décomposition les corps observent cette loi : *L'oxigène et les acides sont accumulés autour du pôle positif; tandis que l'hydrogène, les alcalis, les terres et les métaux le sont au pôle négatif.* Les acides et les bases peuvent traverser une colonne considérable d'eau, et même se croiser les uns les autres, pour venir s'accumuler dans cet ordre vers les pôles auxquels ils sont respectivement attirés. Berzelius déduisit, de cette loi générale, la conséquence que les décompositions avaient lieu en vertu des attractions exercées entre les corps et les électricités respectives. Depuis, il généralisa encore beaucoup plus cette conclusion, ou plutôt il adopta l'opinion émise par Humphry-Davy, que l'affinité chimique est identique avec les attractions électriques; que les corps,

* Le mémoire rapportant ces expériences, fut publié, pour la première fois, par Gehlen, dans son journal, en 1803; il fut ensuite publié en 1806, en suédois, par Berzelius lui-même, dans le premier volume de *he Afhandfingar*, imprimé à Stockholm.

qui s'unissent chimiquement, possèdent des électricités de différentes sortes: que l'oxigène et les acides sont toujours résineusement électriques, tandis que l'hydrogène, les alcalis, les terres et les métaux sont toujours vitreusement électriques; d'où il résulte qu'une de ces sortes d'électricités est attirée par le pôle positif, et l'autre par le pôle négatif.

Découvertes de Davy.

Humphry Davy prit ce sujet au point où Berzelius et Hisinger l'avaient laissé. Sa dissertation, qui lui valut le prix du galvanisme institué par le gouvernement français, n'est que la vérification de la loi découverte par Berzelius et Hisinger. Il en étendit, depuis, beaucoup plus loin l'application. Suivant lui, les corps continuent d'être unis parce qu'ils sont dans des états d'électricité différens. Si on peut les amener à un état semblable, en les rendant les uns et les autres positifs, ou les uns et les autres négatifs, alors ils se repoussent entre eux, et leur décomposition s'ensuit. La batterie galvanique produit cet effet si elle est assez puissante. Il suffit donc, dans l'opinion de Davy, d'exposer tout composé quelconque à l'action d'une batterie galvanique assez énergique, pour qu'il soit décomposé. Il appliqua cette théorie à la décomposition des alkalis fixes, et il réussit ainsi à les faire reconnaître pour des corps composés d'oxigène et d'une base métallique. Il essaya les terres par le même moyen; quelques-unes manifestèrent des traces de décomposition, tandis que d'autres résistèrent à l'action de la plus puissante batterie à laquelle il lui fut possible de les soumettre.

Ce court abrégé doit suffire pour mettre le lecteur en état d'entendre les expériences galvaniques, lorsque j'aurai l'occasion d'en parler dans la suite de cet ouvrage. Je n'entrerai point ici dans l'explication d'aucune théorie de la pile, non plus que dans la discussion des opinions respectives sur ce sujet, établies par Volta et Berzelius. Je me dispenserai aussi de décrire les colonnes électriques de Deluc et Zamboni, et de parler des piles secondaires de Ritter. Ce sujet et beaucoup d'autres prendront leur place dans un ouvrage que j'ai l'intention de publier par la suite sur l'électricité et sur le galvanisme. En continuant d'en traiter ici avec plus d'étendue, ce serait tomber dans l'inconvénient de détourner trop long-temps l'attention des phénomènes propres à la chimie.

DEUXIÈME DIVISION.

DES CORPS PONDÉRABLES.

Les corps pondérables actuellement connus sont au nombre de 49.

On peut les ranger dans l'ordre qui suit:

1. Soutiens de la combustion.
2. Incombustibles.
3. Combustibles.

Ces trois classes de corps feront, dans cet ordre, l'objet des trois chapitres suivans.

CHAPITRE PREMIER.

Des soutiens simples de la combustion.

Définition.

On désigne, par le terme *Soutiens de la combustion*, les substances dont la présence est nécessaire pour qu'un corps brûle. Ainsi, par exemple, une chandelle ne pouvant brûler qu'autant qu'on lui fournit une quantité suffisante *d'air commun; l'air commun* est, dans ce cas, un *soutien* de la combustion; mais comme il y a plusieurs substances autres que l'air commun, qui remplissent le même objet, le nom de *soutien* leur convient à toutes. Par *soutiens simples*, on entend désigner ceux des corps de cette nature qui n'ont point encore été décomposés.

On ne connaît jusqu'à présent que trois soutiens de la combustion qui n'ont point encore été décomposés. M. Ampere avait soupçonné l'existence d'un quatrième de ces corps, et les expériences de Humphry-Davy ont rendu cette existence probable. Les quatre soutiens simples de la combustion ont été distingués par les noms suivans:

1. Oxigène.
2. Chlore.
3. Iode.
4. Fluor.

L'action de ces quatre corps est d'une si grande importance en chimie, qu'il convient de les connaître d'abord; il

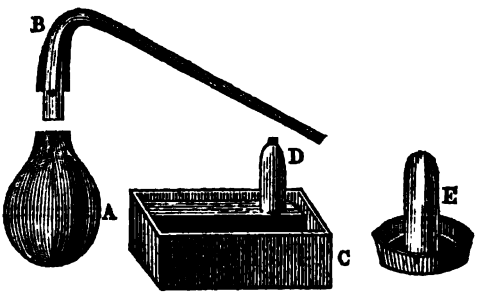
en sera donc traité dans l'ordre ci-dessus, dans les quatre sections qui vont suivre.

SECTION PREMIÈRE.

De l'Oxigène.

Moyen de se procurer l'oxigène.

On peut obtenir l'oxigène par le procédé suivant :



On prend une bouteille de fer de la forme A, et de la contenance d'un demi-litre, à laquelle puisse s'adapter, en l'usant convenablement à cet effet, un tube de fer recourbé B. Un canon de fusil, dont on a coupé la culasse, convient très-bien pour cet objet. On met dans cette bouteille une quantité quelconque d'oxide noir (peroxide de manganèse), en poudre*, et on y ajuste le tube de fer de manière qu'il y joigne parfaitement. On la place alors dans un fourneau ordinaire, en l'y entourant de charbons allumés. L'extrémité du tube doit plonger sous la surface de l'eau, dont est rempli le vaisseau C, qui peut être de bois ou de ferblanc vernissé. Ce vaisseau est garni en dedans, et à 76 millimètres environ au-dessous de son bord supérieur, d'une tablette de bois placée le long de deux de ses côtés, à 25 millimètres au-dessous de la surface de l'eau. Dans une partie de cette tablette est pratiquée une entaille qui reçoit l'extrémité du tube de fer. La chaleur du feu chasse la plus grande portion

* Cette substance, dont il sera parlé dans la suite, est bien connue aujourd'hui en Angleterre, comme étant ordinairement employée par les blanchisseurs et plusieurs autres manufacturiers, de qui on peut aisément se la procurer. ..

de l'air que contient la bouteille; on peut l'apercevoir bouillonnant à travers l'eau du vaisseau C à l'extrémité du tube. Il s'établit d'abord un courant très-rapide de bulles d'air, qui cesse entièrement au bout de quelque temps. Cependant la bouteille s'échauffe par degrés. Lorsqu'elle est d'un rouge obscur, le courant de bulles d'air reparaît et devient plus abondant à mesure que la chaleur augmente. C'est là l'indice du moment convenable pour placer sur la tablette la cloche de verre D, ouverte par son extrémité inférieure et préalablement remplie d'eau, de manière à couvrir exactement l'ouverture de l'extrémité du tube de fer. Les bulles d'air s'élèvent à la partie supérieure de la cloche D, et en déplacent successivement toute l'eau; alors la cloche D paraît vide, mais elle est remplie d'air. On peut la retirer de la manière suivante: on la déplace, en la faisant glisser un peu sur la tablette, de dessus l'ouverture de l'extrémité du tube, et en plongeant alors dans l'eau, au-dessous d'elle, un vase plat quelconque, on la pose dessus et on l'enlève. Le vase doit être de forme à pouvoir retenir une certaine quantité d'eau pour empêcher que l'air ne s'échappe de la cloche (*voyez* E). On peut remplir d'air une autre cloche de la même manière, et continuer ainsi jusqu'à ce que le manganèse cesse d'en fournir, ou qu'on en ait obtenu autant de cloches pleines qu'on se le proposait [1]. Cette méthode pour obtenir l'air, et le tenir enfermé dans des vaisseaux, fut inventée d'abord par le docteur Mayow, et perfectionnée depuis par le docteur Hales. Tous les airs obtenus par ce procédé ou tout autre quelconque, ou, pour parler plus convenablement, tous les airs qui diffèrent par leurs propriétés de l'air de l'atmosphère, se distinguent de celui-ci par le nom de *gaz*. C'est celui sous lequel nous les désignerons désormais [2].

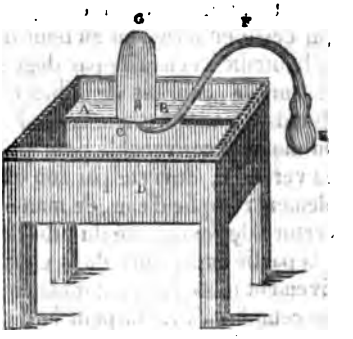
---

[1] On trouvera une description plus détaillée et plus exacte de cet appareil et autres semblables dans les *Elémens de Chimie* de Lavoisier; dans le Traité de Priestley, *on airs;* et surtout celle d'un appareil pneumatique par M. Watt; et dans *Beddoes' considerations on airs.*

[2] Le mot *gas* semble avoir été employé pour la première fois en chimie par Van-Helmont. Il s'en servit pour désigner toute substance quelconque qui se dégage des corps à l'état de vapeur par l'action du calorique. Il divise les *gas* en cinq classes. *Nescivi, inquam, scola galenica hactenus differentiam inter gas ventosum (quod mere aer est, id est ventus per arctum vas commotus), gas sylvestre,*

Autre méthode.

On peut également obtenir le gaz oxigène de la manière suivante:



D représente une cuve de bois, dont la fosse ou cavité C, est d'environ 300 millimètres de profondeur. Cette cuve doit être doublée de plomb ou de cuivre étamé. On la remplit d'eau jusqu'à 30 à 40 millimètres au-dessus d'une tablette A B, dont elle est garnie dans son intérieur, à 76 millimètres environ au-dessous de ses bords supérieurs, et sur laquelle sont pratiquées une ou plusieurs entailles. Dans le corps de la cuve, qu'on peut appeler fosse, sont des jarres ou cloches destinées à contenir le gaz; on les y emplit d'eau; on les retourne ensuite, et on les élève ainsi pleines pour les poser sur la tablette A B. Les chimistes français ont donné à cette cuve, inventée par le docteur Priestley, le nom d'appareil *pneumato-chimique*, ou simplement *pneumatique*. Cet appareil est d'une grande utilité dans toutes les expériences relatives aux gaz. On met dans le vaisseau de verre E du peroxide de manganèse en poudre, et on verse dessus, en quantité suffisante pour en former une espèce de pâte, du liquide connu dans le commerce sous le nom d'*huile de vitriol*, et en chimie sous celui d'*acide sulfurique*. On introduit alors dans l'orifice du vaisseau le tube de verre recourbé F, en l'y ajustant de manière qu'il ne puisse s'échapper d'air que par ce tube. On y parvient, soit en usant le verre à l'émeri jusqu'à ce que la jonction soit parfaite, soit en garnissant la jointure avec un peu de mastic de vitrier, qu'on recouvre avec des bandes de vessie ou de linge, trempées dans de la colle, ou dans un mélange de blancs d'œufs

---

gas siccum, quod sublimatum dicitur; gas fuliginosum, sive endimicum, et gas silvestre, sive incoercibile, quod in corpus cogi non potest visibile. Van Helmont, *de Flatibus*, §. 4. C'est Macquer qui a le premier introduit ce mot dans le langage de la chimie moderne.

et de chaux vive. On serre bien le tout avec de la corde [1]; on plonge alors l'extrémité du tube F dans l'appareil pneumatique D. On en couvre l'ouverture avec la jarre ou cloche G, préalablement remplie d'eau et posée sur la tablette. Tout l'appareil étant établi dans cet état, on chauffe le vaisseau E, qui contient le mélange, par le moyen d'une lampe ou d'une bougie. Il s'établit par le tube F, un courant de gaz oxigène qui passe dans la cloche G, en traversant et en déplaçant l'eau qu'elle contient. Dès que cette cloche est remplie de gaz oxigène, on la retire de dessus l'ouverture de l'extrémité du tube, en la faisant glisser sur la tablette, et on y en substitue une autre. On continue ainsi jusqu'à ce qu'on ait obtenu tout le gaz dont on avait besoin. Cette dernière méthode pour se procurer le gaz oxigène est due à Schéele [2]; la première au docteur Priestley.

Le gaz obtenu par ces procédés fut découvert par le docteur Priestley, au commencement d'août 1774 [3], et environ trois ans après par Schéele, qui n'avait eu jusqu'alors aucune connaissance de cette découverte. Priestley donna à ce gaz le nom d'*air déphlogistiqué*, et Schéele celui d'*air du feu* [4]. Condorcet le désigna, le premier, sous la dénomination d'*air*

Découvert par Priestley et Schéele.

[1] On appelle *luter*, le procédé qui consiste à joindre les vaisseaux, de manière qu'il ne puisse se faire par leurs jointures aucune déperdition, et qu'elles ne laissent rien échapper des fluides aërifor mes. Les substances dont on se sert pour remplir cet objet se nomment *luts*. Le lut le plus ordinairement employé par les chimistes, lorsque les vaisseaux doivent être exposés à la chaleur, est le lut gras. On le prépare en battant pendant plusieurs heures, dans un mortier de fonte, avec un lourd pilon de fer, de l'argile pure très-sèche, réduite en poudre et passée au tamis de soie, en l'y arrosant peu-à-peu avec de l'huile de lin cuite, rendue siccative par addition d'un peu de litharge. Lorsque les vaisseaux ne doivent pas avoir à supporter une très forte chaleur, on peut se servir d'un lut composé de cire fondue avec le huitième de son poids de térébenthine. L'exactitude d'expériences chimiques dépend presqu'entièrement, dans beaucoup de cas, de la sûreté des jointures des vaisseaux convenablement lutées. Cette opération est toujours longue et ennuyeuse; et il faut de la pratique et de l'habitude avant de réussir à luter bien exactement. On trouve de bonnes instructions, à cet égard, données par Lavoisier, dans ses Elémens, troisième partie, chap. VI. On peut éviter, dans beaucoup de cas, de faire emploi d'aucun lut, en usant les vaisseaux de verre à l'émeri, de manière qu'ils s'ajustent parfaitement les uns aux autres.

[2] *On Air and Fire*, p. 43. Engl. Trans.

[3] Priestley, *on Air*. II, 154.

[4] Scheele, *on Air and Fire*, p. 34. Engl. Trans.

vital; et Lavoisier le nomma, depuis, *gaz oxigène*, nom généralement reçu aujourd'hui, et que nous adopterons.

Propriétés de l'oxigène.

1. Le gaz oxigène est incolore et invisible comme l'air; comme lui aussi il est élastique, et indéfiniment capable d'expansion et de compression. Il n'a aucune saveur sensible, et lorsqu'il est pur, il n'a point d'odeur.

Sa pesanteur spécifique.

2. Le gaz oxigène est un peu plus pesant que l'air atmosphérique. La pesanteur spécifique de celui-ci étant 1,000, celle du gaz oxigène sera, savoir : suivant Kirwan, 1,103 [1], Saussure, 1,114 [2]; Allen et Pepys, 1,088 [3]; le terme moyen est 1,108 qui se rapproche le plus de la vérité. Je suis disposé, par des considérations que je ne peux exposer ici, à regarder comme étant encore, selon toute probabilité, plus correcte, la pesanteur spécifique indiquée par le docteur Prout, à 1,111 [4]. D'après cette supposition, un décimètre cube de ce gaz, à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pèsera 1gr,339. A la même température et sous la même pression, un décimètre cube d'air atmosphérique pèse 1gr,205 [5].

Entretient la flamme.

3. Si l'on plonge une bougie allumée dans une fiole remplie de gaz oxigène, elle y brûle avec une telle splendeur que la vue peut à peine en supporter l'éclat; elle produit en même-temps une chaleur beaucoup plus grande que si elle brûlait dans l'air commun. On sait qu'une bougie allumée, placée dans une cloche remplie d'air atmosphérique et bien fermée, s'y éteint en peu de secondes. Une bougie renfermée dans le gaz oxigène s'y éteint aussi; mais elle y brûle plus long-temps que dans une quantité égale d'air commun.

Et la vie.

4. Boyle avait prouvé autrefois, que les animaux ne peuvent vivre sans air, et Mayow, qu'ils ne peuvent respirer pendant long-temps le même air sans être suffoqués. Le docteur Priestley et plusieurs autres savans, ont reconnu, depuis, que les animaux vivent beaucoup plus long-temps

---

[1] On phlogisticon, p. 25. Lavoisier, Biot et Arrago donnent la même pesanteur spécifique.

[2] Ann. de Chim. LXXI, 260.

[3] On the quantity of carbon in carbonic acid. Phil. Trans. 1807.

[4] Annals of Philosophy. VI, 322.

[5] Cette détermination résulte des expériences de sir Georges Stuckburgh, qui paraît l'avoir établie avec une grande précision.

dans le gaz oxigène que dans une quantité égale d'air ordinaire. Le comte Morozzo ayant placé des moineaux, les uns après les autres, dans une cloche de verre remplie d'air commun et renversée sur l'eau, il trouva

	Heures.	Minutes.
Que le 1.er moineau vécut. . . .	3	»
le 2.e.	»	5
le 3.e.	»	1

Il remplit le même vase de gaz oxigène, et en opérant de la même manière

	Heures.	Minutes.
Le 1.er, moineau vécut. . . .	5	23
Le 2.e.	2	10
Le 3.e.	1	30
Le 4.e.	1	10
Le 5.e.	»	30
Le 6.e.	»	47
Le 7.e.	»	27
Le 8.e.	»	30
Le 9.e.	»	22
Le 10.e.	»	21

Il en mit alors dans les deux gaz réunis; un des moineaux y mourut en 20 minutes, et l'autre vécut une heure de plus.

5. Il a été bien reconnu, par des expériences dont nous parlerons par la suite, que l'air atmosphérique contient 21 parties sur cent (en volume) de gaz oxigène, et qu'aucune substance ne peut y brûler, si cet air atmosphérique a été préalablement dépouillé de tout le gaz oxigène qui en fait partie. Mais les corps combustibles brûlent avec un grand éclat dans le gaz oxigène, ou dans les autres gaz auxquels on a ajouté du gaz oxigène. Existe dans l'atmosphère.

6. Il a été également démontré par beaucoup d'expériences, qu'aucun animal qui respire ne peut vivre un seul moment dans un air ou gaz quelconque qui ne contient pas d'oxigène. Le gaz oxigène est donc absolument nécessaire pour la respiration.

7. Lorsque des substances ont brûlé dans le gaz oxigène, ou dans tout autre gaz avec lequel il peut être mêlé, si on examine l'air après la combustion, on trouvera qu'une grande partie de l'oxigène a disparu. Si c'est du charbon, par exemple, qu'on a fait brûler dans du gaz oxigène, cette

portion d'oxigène, qui aura disparu, sera remplacée par un autre gaz très-différent, connu en chimie sous le nom de gaz acide carbonique. Dans ce cas, l'oxigène se combine avec le corps combustible. Le nouveau composé formé s'appelle un *oxide*, ou quelquefois un *acide*.

La même chose a exactement lieu à l'égard de l'air respiré par les animaux; une partie du gaz oxigène que cet air contenait ne s'y retrouve plus après la respiration, et il y existe d'autres substances de propriétés très-différentes.

Combinaison avec l'eau.

8. Le gaz oxigène n'est pas sensiblement absorbé par l'eau, lors même qu'on en laisse des cloches pleines en contact avec ce liquide. On s'est cependant assuré que l'eau l'absorbe réellement, mais en si petite quantité, qu'il n'en résulte aucune diminution sensible dans le volume du gaz. M. Henry a reconnu qu'un décimètre cube d'une eau, privée par l'ébullition de tout l'air qu'elle pouvait contenir, peut absorber environ 35 centimètres cubes de gaz oxigène [1]. Saussure trouva que l'eau, dans les mêmes circonstances, absorbe 64 centimètres cubes de ce gaz [2]; mais M. Dalton a prouvé que l'estimation de Saussure était considérablement exagérée [3].

SECTION II.

Du Chlore.

Préparation.

On peut obtenir le chlore par le procédé qui suit: On introduit dans une petite cornue de verre du péroxide de manganèse réduit en poudre, et on y ajoute de l'acide hydrochlorique ordinaire du commerce, en quantité suffisante pour qu'il en puisse résulter un

mélange à l'état de pâte. On fait plonger le bec de la cornue dans une cuve d'eau, et on place dessus un flacon de verre renversé et préalablement rempli d'eau, pouvant contenir un litre de ce liquide. On chauffe la cornue à la lampe. Il y a

[1] Phil. Trans. 1803, p. 174.
[2] Annals of Philosophy. VI, 340.
[3] *Ibid.* VII, 218.

dégagement d'un gaz, qui entre dans le flacon, y déplace l'eau et le remplit. Aussitôt que le flacon est plein du gaz dégagé, on le retire et on le ferme exactement avec un bouchon de verre usé à l'émeri et tout préparé à cet effet. On substitue un autre flacon au premier, et ainsi successivement jusqu'à ce qu'on ait obtenu la quantité de gaz qu'on désirait se procurer. Ce gaz est le *chlore*.

Histoire. Cette substance fut découverte par Schéele; il en traita dans son grand travail sur le manganèse, qui l'avait occupé pendant trois ans, et qu'il publia dans les Mémoires de l'Académie des sciences de Suède, pour 1774 [1]. Il donna à cette substance, le nom *d'acide muriatique déphlogistiqué*, la considérant comme l'acide muriatique dépouillé de phlogistique. Berthollet entreprit, en 1785, sur cette substance, une suite d'expériences qui furent publiées dans les Mémoires de l'Académie des sciences de France. Les résultats de ces expériences firent considérer comme démontré qu'elle était un composé d'acide muriatique et d'oxigène: opinion qui, bientôt après, fut généralement adoptée par les chimistes. En conséquence, on donna à cette substance le nom *d'acide muriatique oxigéné*, que depuis, Kirwan changea par abbréviation en celui d'*acide oximuriatique*. Les expériences de Schéele et de Berthollet furent répétées et variées par tous les chimistes distingués d'alors. Mais ce furent Gay-Lussac et Thénard, qui ajoutèrent le plus aux découvertes de ces savans, par leurs travaux sur ce sujet, qu'ils publièrent en 1811, dans le second volume de leurs *Recherches physico-chimiques*, p. 94. Ils faisaient voir que l'opinion, que le gaz acide oximuriatique ne contient pas d'oxigène, peut être soutenue; mais en même-temps, ils exposaient les raisons qui leur faisaient considérer l'opinion ancienne comme bien fondée. Un extrait de leurs importans travaux et des résultats de leurs expériences, avait été publié en 1809 [2]. Ces expériences portèrent Humphry-Davy à diriger son attention sur le même sujet; et bientôt après, il communiqua à la société royale, un mémoire, dans lequel il annonçait qu'il ne pouvait être séparé de gaz oxigène de l'acide oximuriatique, et que rien ne prouvait qu'il en contînt. Ce mémoire fut publié dans les transactions

[1] Mémoires de Chimie de M. C. W. Schéele. I, 67.
[2] Mémoires d'Arcueil. II, 295.

philosophiques pour 1810 [1]; il fut promptement suivi d'un autre sur le même sujet [2]: il y concluait que l'acide oximuriatique est un corps indécomposé, et il lui appliquait, comme tel, la dénomination nouvelle de *chlore*, à raison de la couleur jaune de cette substance. Il y eut d'abord peu de chimistes disposés à accéder à l'opinion de Davy; mais les découvertes subséquentes ont tellement ajouté à la force de ses raisonnemens, que sa manière de voir à ce sujet est aujourd'hui presque universellement adoptée, et que la désignation qu'il avait donnée à la substance nouvelle, est admise par presque tous les chimistes, sous le nom de *chlore*.

Propriétés. 1. Le chlore est un corps gazeux ayant les propriétés mécaniques de l'air. Sa couleur est jaune verdâtre. Il a une odeur extrêmement forte et suffocante, qui est exactement semblable à celle de l'*eau régale*, ou du mélange bien connu d'acides nitrique et hydrochlorique. Lorsqu'on est exposé à respirer les vapeurs du chlore, on éprouve une sensation d'étouffement des plus insupportables; elles provoquent une toux violente avec expectoration, qui continue pendant quelque temps et réduit à un très-grand degré de faiblesse. La saveur de ce gaz est astringente.

Pesanteur spécifique. 2. La pesanteur spécifique du chlore est, suivant les expériences de Gay-Lussac et Thénard, de 2,4700 [3], et suivant Davy, de 2,395. Le docteur Prout, guidé par des considérations qu'on ne peut établir ici, considère que la pesanteur spécifique de ce corps approchant probablement le plus de la véritable, est celle de 2,500; et je suis disposé à être de son avis à cet égard. En supposant cette pesanteur spécifique telle, celle de l'air étant 1,000, un décimètre cube de chlore, à la température de 16° centigrades et sous la pression barométrique de 76 centimètres, pèsera environ 3 grammes

Détruit les couleurs. 3. Lorsqu'on expose à l'action du chlore une couleur végétale bleue quelconque, cette couleur est immédiatement détruite, et elle ne peut plus être rétablie par aucun moyen que ce soit. Ainsi le chlore a la propriété de détruire toutes les couleurs végétales et de blanchir les corps colorés. Cette

---

[1] Mémoires d'Arcueil, page 231.

[2] Phil. Trans. 1811, p. 1.

[3] Recherches physico-chimiques. II, 125.

propriété lui fut reconnue, pour la première fois, par Schéele; et Berthollet voulut en faire une application utile en proposant l'emploi du chlore dans la pratique du blanchîment. Cette idée a été adoptée, avec un plein succès, en Angleterre et en Irlande; et aujourd'hui, dans tous les grands établissemens de blanchisseries de ce pays, on fait usage du chlore comme d'un grand agent pour blanchir. C'est à M. Watt que nous sommes redevables de ce premier emploi du chlore pour cet objet [1].

Soutient la combustion.

4. Lorsqu'on introduit une bougie allumée dans une fiole remplie de chlore, elle continue d'y brûler avec une flamme d'un rouge foncé, en émettant beaucoup de fumée, mais donnant peu de lumière. Si l'on introduit dans ce gaz, un morceau de phosphore, il prend feu spontanément, et brûle avec une flamme pâle d'un vert jaunâtre. L'antimoine, l'arsenic, le zinc, le fer, et plusieurs autres métaux s'allument de même spontanément dans le chlore, lorsqu'ils y sont plongés, et brûlent avec un très-grand éclat. Dans tous ces cas de combustion, la quantité du chlore diminue pendant qu'elle a lieu; et si le combustible est en proportion suffisante, le chlore disparaît entièrement. Le combustible est totalement changé dans son aspect, et il est converti en une substance nouvelle, qui a reçu le nom de *chlorure*: c'est un composé de la substance combustible et de chlore.

Détruit la vie.

5. Si un animal est plongé dans une atmosphère de chlore, de manière à être forcé de respirer le gaz à l'état de pureté, il périt presqu'instantanément. Ainsi le chlore ne peut entretenir la vie des animaux; et sous ce rapport, il diffère entièrement du gaz oxigène.

Absorbé par l'eau.

6. L'eau absorbe le chlore avec une très-grande rapidité, lorsque ce gaz est pur. L'absorption est beaucoup plus lente, lorsqu'il est mêlé avec l'air ou tout autre gaz étranger. Suivant les expériences de Dalton, un volume d'eau à la température et à la pression ordinaires, absorbe deux volumes de chlore [2]. L'eau acquiert la couleur jaune verdâtre, l'odeur désagréable, la saveur astringente et les propriétés blanchissantes du gaz lui-même.

---

[1] Annals of Philosophy. VIII, 1.

[2] Dalton's New System of chemical Philosophy. II, 298.

7. Lorsqu'on fait agir la batterie galvanique sur une combinaison du chlore avec tout autre corps, la combinaison est détruite, le chlore est déposé au pôle positif, tandis que l'autre substance l'est au pôle négatif. La seule exception probable à cette loi, est celle du cas de combinaison du chlore et de l'oxigène; car alors il y a lieu de croire que l'oxigène se porterait au pôle positif et le chlore au pôle négatif. Mais je ne suis pas certain que l'expérience ait été faite. A de hautes températures, le chlore déplace l'oxigène de ses combinaisons avec un grand nombre des métaux, et il s'unit avec eux.

8. On peut exposer le chlore à une température très-élevée, en faisant passer le gaz à travers un tube de porcelaine chauffé au blanc, sans qu'il éprouve aucun changement.

Se combine avec quatre doses d'oxigène, et forme.

9. Le chlore a la propriété de se combiner avec l'oxigène, et de former ainsi quatre substances distinctes, qui ont été examinées particulièrement. Cette union du chlore avec l'oxigène ne peut pas être produite directement par le simple mélange de ces deux gaz; toutes les combinaisons de ces deux principes s'obtiennent au moyen du sel préparé et décrit pour la première fois par Berthollet. Ce sel a été pendant long-temps distingué par le nom de *hyperoximuriate de potasse*, nom auquel on a récemment substitué celui de *chlorate de potasse*. On l'obtient, en faisant passer à travers une dissolution dans l'eau de potasse ordinaire du commerce, un courant de chlore à l'état de gaz, et en continuant ainsi tant qu'il y a absorption du gaz. Au bout de quelque temps, il se dépose, dans cette dissolution, des crystaux rhomboïdaux aplatis, très-brillans: ces crystaux sont le chlorate de potasse. Nous allons exposer par quels moyens on peut former, avec ce sel, les différens composés d'oxigène et de chlore.

1. Protoxide de chlore.

1. Lorsqu'après avoir introduit du chlorate de potasse dans une petite cornue de verre, on verse par-dessus de l'acide hydrochlorique, il y a effervescence et dégagement abondant d'un gaz de couleur jaune verdâtre. Si l'acide hydrochlorique qu'on emploie, est affaibli en l'étendant d'eau, si le sel est en grand excès relativement à l'acide; et enfin si on chauffe doucement, il se dégage très-lentement un gaz qu'on peut recueillir dans de petites cloches sur le mercure. Lorsque le gaz a été ainsi préparé, il convient de le laisser pendant 24 heures en contact avec le mercure; car, lors de

sa formation, il contient toujours une assez grande quantité de gaz chloré mêlé avec lui, qui en déguise et en altère sensiblement les propriétés. Le mercure peut absorber et s'unir avec le chlore, tandis qu'il n'a aucune action sur le nouveau gaz; le mercure en sépare donc, par degrés, tout le chlore, et laisse le gaz nouvellement formé à l'état de pureté.

Le gaz nouveau, préparé de la manière qui vient d'être décrite, fut découvert, en 1811, par Humphry-Davy, qui lui donna le nom d'*euchlorine* [1]; mais il eût été plus convenable de le distinguer par la dénomination de *protoxide de chlore*, afin d'indiquer ainsi que c'est un composé de chlore et d'oxigène avec la plus petite quantité de ce dernier principe. L'euchlorine jouit des propriétés suivantes:

Propriétés.

Sa couleur est beaucoup plus intense et plus jaune que celle du chlore. Ce gaz, contenu dans un petit tube de verre, conserve encore une teinte très-vive de jaune, lorsque dans le même cas, celle du chlore est à-peine sensible.

L'odeur de l'euchlorine ressemble beaucoup à celle du sucre brûlé, mêlée cependant avec l'odeur du chlore; et il est très-probable que cette dernière odeur est due à la présence d'une petite portion de chlore; tant il est difficile d'enlever complétement ce gaz à l'euchlorine.

Lorsqu'on chauffe doucement un vaisseau rempli d'euchlorine, il se fait une explosion, et le gaz est décomposé dans un mélange de ses élémens, le chlore et le gaz oxigène. Il suffit d'une très-légère chaleur pour produire cette explosion: quelquefois même elle a lieu par la chaleur de la main; mais alors elle est faible. D'après les expériences de Davy, cinq volumes de ce protoxide de chlore en deviennent six par la décomposition, et le gaz décomposé est un mélange de deux volumes de chlore et d'un volume d'oxigène [2]. Il est donc composé en poids de

Composition.

Chlore	5,000. . .	81,82. . .	100.	4,50
Oxigène.	1,111. . .	18,18. . .	22,22. . .	1,00
		100,00		

Actuellement, si nous établissons que 1,00 représente le poids de la plus petite particule d'oxigène qui puisse s'unir avec

[1] Phil. Trans. 1811, p. 155.
[2] *Ibid.* p. 157.

un corps, nous trouverons que la plus petite quantité de chlore, qui puisse se combiner avec un corps, sera représentée par 4,5. On en peut donc conclure que le protoxide de chlore est un composé d'un atôme de chlore et d'un atôme d'oxigène.

Il résulte de ce qui vient d'être établi, que la pesanteur spécifique du protoxide de chlore est de 2,407, celle de l'air étant 1.

Le protoxide de chlore détruit les couleurs végétales, ainsi que le fait le chlore; mais il donne aux couleurs bleues une teinte de rouge.

Plusieurs substances, telles que le phosphore, par exemple, prennent feu par leur contact avec le protoxide de chlore, et il y a explosion.

L'eau absorbe huit fois son volume du gaz protoxide de chlore, et elle acquiert, par cette absorption, une couleur orangée et l'odeur particulière du gaz.

a. Deutoxide de chlore.

2. Le deutoxide de chlore fut découvert, à-peu-près en même-temps, par Humphry-Davy et le comte Von Stadion de Vienne; mais ce fut Davy, qui publia le premier l'exposé de cette découverte *. On obtient le deutoxide par le procédé suivant: On mêle ensemble une petite quantité (qui n'excède pas 3 grammes) de chlorate de potasse en poudre et d'acide sulfurique, jusqu'à ce que le tout forme une pâte sèche qui sera de couleur orangé. On introduit cette pâte dans une petite cornue de verre, dont on plonge la panse dans de l'eau chaude. On l'y maintient ainsi pendant quelque temps, en ayant soin que la température de l'eau ne parvienne point à celle de 100° centigrades. Il se sépare de la pâte, un gaz d'un vert jaunâtre clair, qu'on recueille dans de petites cloches de verre sur le mercure. Ce gaz constitue le deutoxide de chlore.

Propriétés.

Sa couleur est d'un vert jaunâtre encore plus clair que celle du protoxide de chlore: il a une odeur particulière aromatique, sans aucun mélange de celle du chlore. L'eau absorbe sept fois au-moins son volume de ce gaz. Le liquide devient d'un jaune foncé, et il acquiert une saveur astringente et corrosive, qui laisse pendant long-temps une impression désagréable sur la langue. Ce gaz détruit les cou-

* Le rapport de Davy a été publié dans les *Transactions philosophiques* pour 1815, p. 214. Celui du comte Von Stadion a paru en février 1816, *in Gilbert's Annalen der Physich.* LII, 159.

leurs bleues végétales humides, sans les rougir préalablement. Il n'a point d'action sur le mercure ni sur aucune autre des substances combustibles, essayées par Davy, que le phosphore; lorsqu'on en introduit dans le gaz, il produit une explosion, et il y brûle avec un grand éclat.

Lorsque ce gaz est chauffé à la température de 100° centig., il détonne avec plus de violence que le gaz protoxide, en donnant beaucoup de lumière. Deux volumes de deutoxide de chlore, en faisant ainsi explosion, sont convertis en trois volumes, consistant dans un mélange de deux volumes d'oxigène et d'un volume de chlore [1]. D'où il suit que le gaz deutoxide de chlore est composé en poids de

Composition.

Chlore 2,5 . . .	52,94. . .	100 . . .	4,5
Oxigène 2,222. . .	47,06. . .	88,88. .	4,00
	100,00		

Or, puisque le poids d'un atôme de chlore est représenté par 4,5, et celui d'un atôme d'oxigène par 1, on voit, par la dernière colonne de la table ci-dessus, que le deutoxide de chlore est composé d'un atôme de chlore combiné avec quatre atômes d'oxigène [2].

Il résulte évidemment de ce qui vient d'être établi, que la pesanteur spécifique du deutoxide de chlore doit être de 2,361, celle de l'air étant 1,000.

3. Acide chlorique.

3. Le troisième, composé de chlore et d'oxigène, a été obtenu pour la première fois, à l'état isolé, par Gay-Lussac, qui lui donna le nom d'acide *chlorique*. C'est cet acide qui existe dans le chlorate de potasse : Gay-Lussac l'obtint séparé, par le procédé suivant. Dans une dissolution dans l'eau de chlorate de Barite, préparé par la méthode indiquée par M. Chénévix, et que nous décrirons par la suite, il versait de l'acide sulfurique étendu, tant qu'il y avait forma-

---

[1] Davy, *Phil. Trans.* 1815, p. 216; et Gay-Lussac, *Ann. de Chim. et Phys.* I, 220.

[2] Suivant le comte Von Stadion, les parties constituantes du deutoxide de chlore sont deux volumes de chlore et trois volumes d'oxigène : ce qui en ferait un composé d'un atôme de chlore et de trois atômes d'oxigène. Mais les propriétés de la substance décrite par le comte, diffèrent tellement de celles du gaz examiné par Davy, qu'il est probable que ce sont deux substances distinctes. On peut voir un exposé par le comte Von Stadion, des propriétés du deutoxide de chlore dans les *Annals of Philosophy*. Vol. IX, p. 22.

tion de précipité; mais en prenant les précautions convenables pour que, en ajoutant ainsi peu-à-peu de l'acide, il n'y en eût point excès; de manière qu'en filtrant la liqueur précipitée, il n'y restât que l'*acide chlorique* tenu en dissolution dans l'eau.

Propriétés. Les propriétés de cet acide sont les suivantes[1] : il n'a pas d'odeur sensible. Sa dissolution dans l'eau est incolore, et elle rougit les couleurs bleues végétales sans les détruire. La lumière ne le décompose pas : on peut le concentrer par une douce chaleur, sans qu'il éprouve de décomposition, et sans qu'il s'en volatilise avec l'eau. Il prend par la concentration une sorte de consistance huileuse. Lorsqu'on le chauffe, il est décomposé en partie en un mélange de chlore et d'oxigène, et il est en partie volatilisé sans altération. L'acide hydrochlorique le décompose de la même manière, sans le secours de la chaleur. Cet acide se combine avec les différentes bases, et forme avec elles le genre des sels appelés *chlorates*, dont il sera traité dans la suite de cet ouvrage.

Lorsqu'on chauffe au rouge, dans une cornue, 100 parties de chlorate de potasse sec, il s'en dégage 38,88 parties en poids de gaz oxigène. Le résidu dans la cornue, du poids de 61,12 parties, est un composé de 32,196 parties de potassium et 28,924 parties de chlore[2]. Mais 32,196 parties de potassium exigent pour se convertir en potasse (état où il se trouve dans le sel) 6,576 d'oxigène. Il reste 32,304 parties d'oxigène qui ont dû se combiner avec 28,924 parties de chlore, et c'est cette combinaison qui a formé l'acide chlorique.

Cet acide est donc ainsi composé de

Composition.

Chlore	28,924. . . .	47,24. . . .	4,50
Oxigène	32,304. . . .	52,76. . . .	5,02
		100,00	

On voit, par la dernière colonne, que l'acide chlorique est un composé d'un atôme de chlore et de cinq atômes d'oxigène. Car le poids d'un atôme chlore est 4,5, et celui d'un atôme d'oxigène est 1[3].

---

[1] Gay-Lussac, *Annals of Philosophy*. VI, 129.

[2] Nous ferons voir par la suite qu'il en doit être ainsi : ce qui ne serait pas bien compris si nous l'exposions ici.

[3] Humphry-Davy considère l'acide chlorique comme un composé

4. Le quatrième composé de chlore et d'oxigène, est également un acide; et on peut le distinguer par la dénomination d'acide perchlorique. Il fut découvert, en dernier lieu, par le comte Von Stadion. On peut l'obtenir ainsi qu'il suit. 4. Acide perchlorique.

Lorsque le deutoxide de chlore est dégagé d'un mélange d'acide sulfurique et de chlorate de potasse, il se forme un sel particulier qui reste dans la cornue. Ce sel se produit le mieux lorsqu'on emploie de 2 à 3 grammes d'acide sulfurique concentré, par 6 centigrammes du chlorate de potasse. Lorsque la première action violente de l'acide est à sa fin, on applique la chaleur, et on la continue jusqu'à ce que la couleur jaune de la masse ait entièrement disparu. Le sel ainsi formé est mêlé avec du bisulfate de potasse [1], qu'il faut en séparer par une seconde cristallisation. Le sel purifié a les propriétés qui suivent:

Il est parfaitement neutre [2], inaltérable à l'air, et sa saveur, qui est faible, ressemble à celle de l'hydrochlorate de potasse [3]; il se dissout en très-grande proportion dans l'eau bouillante; mais à la température de 15 à 16° centigrades, l'eau n'en peut prendre que les 0,018 de son poids. L'alcool ne le dissout point. Ses cristaux sont des octaèdres allongés, analogues à la forme primitive du sulfate de plomb, et ressemblant à la variété de ce dernier sel, qui a deux faces prismatiques entre les pyramides [4]. L'acide perchlorique détonne faiblement lorsqu'on le triture avec du soufre dans un mortier. Chauffé à 211° centig., il est décomposé et converti en *chlorure de potassium* [5], et en gaz oxigène. Lorsqu'après l'avoir mêlé avec son propre poids d'acide sulfurique, on le chauffe dans une cornue à environ 140° centig., il est décomposé, et l'acide qu'il contient peut passer à la distillation. On peut aussi former artificiellement l'acide perchlorique en sou- Propriétés.

---

d'un atôme de chlore et de six atômes d'oxigène. La raison en est qu'il croit que la potasse existe dans le sel à l'état de potassium, et par conséquent il ajoute au chlore l'autre atôme d'oxigène, que, dans le texte, nous avons supposé être uni au potassium.

[1] Sel qui sera ultérieurement décrit.

[2] C'est-à-dire qu'il n'affecte point les couleurs bleues végétales.

[3] Ou *chlorure de potassium*, substance qui sera ci-après décrite.

[4] Cette variété est le *plomb sulfaté semi-prismé*, ainsi nommé par Haüy, et représentée par lui dans sa 69.e planche, fig. 73.

[5] Combinaison de chlore et de potassium.

mettant le deutoxide de chlore à l'action de l'électricité voltaïque dans un appareil établi avec des fils de platine. D'après les expériences du comte Von Stadion, lorsque ce sel est chauffé, il abandonne 45,92 parties de gaz oxigène, et il reste 54,08 parties de chlorure de potassium. Or, 54,08 de chlorure de potassium sont composés de

Potassium.	28,49
Chlore.	25,59
	54,08

Mais 28,49 parties de potassium exigent 5,819 parties d'oxigène pour être converties en potasse, reste 40,1 parties d'oxigène. Suivant ce résultat, l'acide perchlorique est composé de,

Chlore. . .	25,59. . .	38,96. . .	4,500
Oxigène. .	40,1 . . .	61,04. . .	7,012
		100,00	

On voit donc que cet acide est formé d'un atôme de chlore et de sept atômes d'oxigène *.

Ainsi il paraît que les parties constituantes des quatre composés de chlore et d'oxigène, sont ainsi qu'il suit, savoir :

	Chlore.	Oxigène.
1. Protoxide de chlore. . . .	1 atôme	+ 1 atôme.
2. Deutoxide de chlore. . . .	1 *id.*	+ 4 *id.*
3. Acide chlorique.	1 *id.*	+ 5 *id.*
4. Acide perchlorique. . . .	1 *id.*	+ 7 *id.*

Mais si nous considérons comme exacte l'analyse du deutoxide de chlore, d'après le comte Von Stadion, ce deutoxide serait un composé d'un atôme de chlore et de trois atômes d'oxigène, et dans ce cas, tous les composés consisteraient dans un atôme de chlore uni avec un nombre impair d'atômes d'oxigène.

SECTION III.

De l'Iode.

Histoire. Cette substance fut découverte en 1811, par M. Courtois, salpêtrier, à Paris. Après avoir reconnu quelques-unes

* Gilbert's Annalen der Physik. LII, 213.

de ses propriétés, il en donna un échantillon à M. Clément, en l'invitant à poursuivre les recherches sur cette substance. M. Clément en annonça l'existence à l'Institut de Paris, le 6 décembre 1813, dans un mémoire où il rendait compte de quelques-unes de ses propriétés les plus remarquables. Gay-Lussac entreprit immédiatement l'examen de ce nouveau corps, et il s'y livra avec cette active sagacité qu'on lui connaît. Humphry-Davy, qui se trouvait à cette époque à Paris, commença aussi quelques expériences sur le même sujet, et les résultats qu'il en obtint furent connus de la Société royale avant qu'aucun mémoire de Gay-Lussac, sur cette substance découverte, eût été publié, quoique ce chimiste assure en avoir fait connaître la nature particulière avant Humphry-Davy. C'est à ces deux savans, et spécialement à Gay-Lussac, que nous sommes redevables des faits les plus importans concernant cette singulière substance.

1. On peut se procurer l'iode par le procédé suivant. On met en digestion, dans l'eau, de la soude de vareck réduite en poudre, et on l'y laisse jusqu'à ce que l'eau se soit chargée de tout ce qu'elle contenait de soluble. On filtre ensuite la dissolution, et on l'évapore jusqu'à ce que tous les cristaux d'hydrochlorate de soude qu'elle peut fournir en aient été séparés. On mêle alors l'eau mère avec de l'acide sulfurique, et après avoir fait bouillir pendant quelque temps ce mélange *, on l'introduit dans une cornue de verre, en y ajoutant autant de peroxide de manganèse, qu'on avait mis d'acide sulfurique dans le mélange. On chauffe ensuite doucement la cornue, à laquelle aura été adaptée une allonge, et à celle-ci un ballon. Il s'élève aussitôt une vapeur d'une belle couleur violette, qui se condense dans l'allonge et dans le récipient en une matière noire brillante. Cette substance est l'*iode*. Le docteur Wollaston proposa le premier ce moyen de l'obtenir. Au-lieu d'une dissolution de soude de vareck, on peut employer des résidus de lessive des savonniers, lorsqu'on s'est servi de cette espèce de soude pour la fabrication du savon. La soude de vareck de France semblerait être beaucoup plus riche en iode que ne l'est celle d'Angleterre. Préparation.

* On sépare par cette ébullition une grande quantité d'acides hydrochlorique et hydro-sulfurique, qui auraient empêché de recueillir l'iode.

Propriétés. 2. L'iode, ainsi obtenu, est une substance solide d'un noir grisâtre avec éclat métallique, ayant l'apparence du sulfure d'antimoine natif; il est ordinairement sous la forme d'écailles ou de paillettes de dimension plus ou moins grande : mais on peut l'obtenir en crystaux. Le docteur Wollaston s'est assuré que sa forme primitive est un octaèdre, se rapprochant un peu de la forme primitive du soufre. Les axes de cet octaèdre sont entre eux, autant qu'il a été possible de le déterminer, à-peu-près comme les nombres 2,3 et 4 [1]; sa pesanteur spécifique, à 17.° centig., est égale à 4,948 [2].

L'odeur de l'iode est désagréable, et ressemble beaucoup à celle du chlore, quoiqu'elle ne soit pas tout-à-fait aussi forte. Sa saveur est âcre et chaude, et elle se prolonge pendant long-temps dans la bouche. Orfila a fait voir que l'iode pris intérieurement a les qualités vénéneuses [3].

3. Ainsi que le chlore, l'iode a la propriété de détruire les couleurs végétales, quoiqu'avec beaucoup moins d'intensité. Il tache la peau en jaune foncé; mais cette couleur disparaît promptement. Il produit sur le papier une couleur d'un brun rougeâtre, qui y est permanente, et à la fin il le corrode.

4. L'iode se fond à la température de 107° centig., et se volatilise à 177° centig. sous la pression ordinaire de 76 centimètres de mercure [4]. Mais s'il est mêlé avec de l'eau, et qu'on fasse bouillir la liqueur, il passe à la distillation avec ce liquide. La vapeur de l'iode est d'une très-belle couleur violette, ce qui fit proposer par Gay-Lussac de donner à la substance le nom d'*iode* [5], que Davy a changé en celui d'*iodine*, comme plus approprié à notre langue. La pesanteur spécifique de la vapeur de l'iode est de 8,6786.

5. L'eau dans laquelle on met de l'iode, se colore en jaune orangé, et acquiert l'odeur particulière du chlore; mais elle reste sans saveur et ne peut tenir en dissolution qu'envi-

---

[1] Annals of Philosophy. V, 237.

[2] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 7.

[3] Toxicologie générale. Tom. I, Partie II, p. 290.

[4] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 7. Il fixe la température entre 175 et 180.

[5] De ἰοειδὲς, coloré en violet.

ron un sept millième de son poids d'iode [1]. Cette substance est plus soluble dans l'alkool, et davantage encore dans l'éther sulfurique.

6. Si, dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, on met du phosphore sur de l'iode, les deux substances se combinent aussitôt, et à froid, avec une grande rapidité et dégagement considérable de chaleur, mais sans lumière visible. Le soufre et la plupart des autres métaux s'unissent aussi facilement avec l'iode, lorsque l'action des deux substances entre elles est aidée par la chaleur. On a donné le nom d'*iodures* aux composés que produisent ces combinaisons. Ainsi, l'on appelle *iodure de mercure*, la belle poudre rouge formée par l'union de l'iode avec le mercure. Iodures.

7. Lorsqu'on soumet un de ces composés à l'action de la batterie galvanique, la combinaison est détruite, l'iode s'attache au fil positif, et la substance avec laquelle il était uni, au pôle négatif.

8. L'iode a la propriété de se combiner avec l'oxigène. Cette combinaison, obtenue pour la première fois à l'état de pureté, par Humphry-Davy, établit une des analogies les plus frappantes qui existent entre le chlore et l'iode. On peut produire cette combinaison ainsi qu'il suit. Après avoir mis dans un tube de verre recourbé, fermé à l'une de ses extrémités, un mélange de 100 parties de chlorate de potasse, et 400 parties d'acide hydrochlorique, d'une pesanteur spécifique de 1,105, on fait communiquer ce tube avec un mince récipient de verre à long col, dans lequel on a préalablement introduit 40 parties d'iode, et on chauffe doucement; il se produit un protoxide de chlore [2], et dès que ce protoxide a le contact de l'iode, il y a combustion et formation de deux substances nouvelles. 1. Un composé d'iode et de chlore. 2. Un composé d'iode et d'oxigène. Par l'effet de la chaleur sur ce mélange, le composé de chlore et d'iode, qui est volatil, se dégage et laisse le composé d'iode et d'oxigène à l'état de pureté [3]. Cette substance jouissant des propriétés acides, Gay- Acide iodique.

[1] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 7.

[2] Il convient de faire passer ce gaz à travers du chlorure de calcium desséché (muriate de chaux), avant qu'il soit en contact avec l'iode, afin de le dépouiller de l'eau qu'il retient lorsqu'il vient d'être produit.

[3] Davy, *Phil. Trans.* 1815, p. 204.

Lussac a proposé de lui donner le nom d'*acide iodique*, que nous adopterons.

L'acide iodique, lorsqu'il est pur, est sous forme solide, blanc, demi-transparent. Il est inodore, mais il a une saveur très-aigre et astringente. Si on élève sa température jusqu'à 200° centig. environ, il fond et se décompose entièrement en donnant de l'iode et de l'oxigène. En prenant le terme moyen de trois expériences faites par Davy, 65 milligrammes d'acide iodique, lorsqu'ils sont décomposés, donnent environ 11 grammes, mesures, de gaz oxigène [1]; or, à la température de 16° centig., 11 grammes d'eau sont égaux en volume à environ 11 centimètres cubes. Mais 11 centimètres cubes de gaz oxigène pèsent 15 milligrammes, donc l'acide iodique, d'après ce résultat, est composé de

Iode.	764.	15,625
Oxigène. . . .	236.	4,825
	1000	

Actuellement, suivant les expériences de Gay-Lussac, que nous citerons par la suite, 15,625 représentent le poids de l'iode qui entre en combinaison, en supposant le poids du gaz oxigène égal 1; de sorte qu'il suit de la précédente analyse de Humphry-Davy, que l'acide iodique est un composé d'un atôme d'iode et d'environ cinq atômes d'oxigène.

Mais les trois expériences de Davy ne concordent point entre elles. D'après la première, l'acide iodique serait un composé d'un atôme d'iode et de 4,588 atômes d'oxigène; par la seconde, ce serait un atôme d'iode et 4,825 atômes d'oxigène; et la troisième donnerait un atôme d'iode et 5,375 atômes d'oxigène. Ces expériences ayant eu lieu sur trois grains, deux grains et un grain d'acide iodique, on ne sera pas surpris des petites différences qu'elles offrent dans leurs résultats, ni que la petite quantité d'oxigène obtenu soit un peu au-dessous de la vérité. Gay-Lussac, qui opéra plus en grand, en employant le composé d'acide iodique et de potasse, trouva que la composition de l'acide iodique est exactement d'un atôme d'iode et de cinq atômes d'oxigène [2].

---

[1] Phil. Trans. 1815, p. 206.
[2] Ann de Chim. XCI, 48.

Nous considérerons donc cette composition comme étant réellement celle de l'acide iodique, et d'après elle, le poids de ses composans peut être représenté par les nombres suivans :

Oxigène. . . .	24,24. . . .	100. . . .	5
Iode.	75,76. . . .	781,25. . .	15,625
	100,00		

Cet acide iodique se rapporte exactement dans sa composition avec l'acide chlorique. Il n'a point encore été jusqu'à présent découvert d'autres composés d'iode et d'oxigène, quoiqu'il soit très-probable qu'il en existe. L'analogie entre le chlore et l'iode est telle, qu'il est bien possible de croire que ces deux principes forment des combinaisons semblables.

L'acide iodique est très-soluble dans l'eau ; pour peu qu'il soit exposé à une atmosphère humide, il devient par degré déliquescent. Sa dissolution rougit d'abord les couleurs bleues végétales qu'elle finit par détruire. Elle change en un jaune foncé les autres couleurs végétales. En chauffant cette dissolution aqueuse, on peut l'évaporer jusqu'en consistance de sirop. L'acide devient alors pâteux, et on peut le débarrasser sans qu'il soit altéré, si la chaleur n'a pas été trop fortement poussée ; car alors il acquiert une teinte purpurine, ce qui est dû à un commencement de décomposition qui a mis une portion de l'iode en liberté.

Lorsqu'on chauffe un mélange de l'acide iodique avec le charbon, le sucre ou d'autres corps inflammables, il se produit des détonations. Sa dissolution corrode très-promptement les corps métalliques.

Acide chloriodique.

9. L'iode peut aussi se combiner avec le chlore : la découverte du composé qui en résulte, est due à Davy ; mais Gay-Lussac examina cette combinaison avant qu'il eût pu être instruit que le chimiste anglais était occupé de recherches dans le même objet, Davy appelle ce composé *acide chloriodique*, dénomination que nous adopterons.

On obtient aisément l'acide chloriodique en faisant passer un courant de vapeur de chlore dans un vaisseau qui contient de l'iode ; la combinaison a instantanément lieu. Lorsque, dans le composé ainsi formé, l'iode est saturé de chlore, sa couleur est jaune ; et elle est rouge, lorsqu'il y a excès

d'iode[1]. On sature assez difficilement l'iode par le moyen que nous venons d'indiquer, mais on y parvient aisément, en dissolvant le composé rouge dans l'eau, et en faisant passer dans cette dissolution un courant de chlore à l'état de gaz, jusqu'à saturation de l'iode. La dissolution d'acide chloriodique ainsi obtenue est incolore, si toute-fois elle n'est pas avec excès de chlore; car dans ce cas, elle a une couleur jaune[2].

Il n'est pas aisé de déterminer la composition de l'acide chloriodique, à raison de cette difficulté de saturation, et parce qu'il semble même affecter l'état d'une sur-dose d'iode. Davy chercha à reconnaître, dans deux essais qu'il fit à cet effet, quelle peut être la quantité de chlore absorbé par un poids donné d'iode. Il obtint de ces deux expériences les résultats suivans[3] :

	Chlore.
1. Un gramme d'iode absorba environ 215 centimètres cubes.....	0,646 gram.
2. Un gramme d'iode absorba 157 centimètres cubes.....	0,474

D'après ces expériences, la composition de l'acide chloriodique, est, savoir :

1. 15,625 iode. + 7,8 chlore.
2. 15,625 iode. + 5,719

On se rappellera que 15,625 représente le poids d'un atôme d'iode, et 4,5 le poids d'un atôme de chlore.

Davy est disposé à inférer, de ces expériences, que l'acide chloriodique est un composé d'un atôme d'iode + un atôme de chlore. Mais si l'on considère qu'il est très-difficile de saturer l'iode par l'absorption directe du chlore, et que dans la première expérience[4] la quantité de chlore absorbée, ne différait que d'un huitième en moins du poids de deux atômes, on ne peut guère hésiter à en induire, que l'acide chloriodique pur, est un composé d'un atôme d'iode et de deux

[1] Davy, *Phil. Trans.* 1814, p. 498; Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI. 48.

[2] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 50.

[3] Phil. Trans. 1814, p. 499.

[4] Dans cette expérience, on ajouta de l'eau pour faciliter l'absorption.

mêmes de chlore: et dans cette supposition, si elle est fondée, la composition sera:

Iode. . . .	15,625. . .	63,45. . .	100.
Chlore. . . .	9,000. . .	36,55. . .	57,6.
		100,00	

L'acide chloriodique est très-volatil; il est déliquescent à l'air: sa dissolution dans l'eau a les propriétés acides. Elle détruit, par degrés, les couleurs bleues végétales, elle décolore même la dissolution sulfurique d'indigo. Il paraît, d'après les expériences de Gay-Lussac, que par sa combinaison avec une base, la dissolution de l'acide chloriodique est décomposée et convertie en acide iodique et en acide hydrochlorique, ce qui est dû sans doute à la décomposition de l'eau. C'est cette circonstance qui porta Gay-Lussac à donner à la combinaison de l'iode avec le chlore le nom de *chlorure d'iode*, parce qu'il doutait qu'elle eût les propriétés acides, et qu'il la considérait comme devant être décomposée toutes les fois qu'elle était dissoute dans l'eau. Mais il me semble prouvé, par les expériences de Davy, qu'elle se dissout dans l'eau sans éprouver de décomposition; et, par conséquent, cette combinaison est un acide.

10. L'iode a la propriété de se combiner avec l'amidon ou fécule, et de former avec cette substance un composé d'une belle couleur bleue. Ce fait curieux fut observé par MM. Colin et Gaultier de Claubry [1]. On peut obtenir le composé bleu de la manière la plus facile, en traitant l'amidon par un excès d'iode, en dissolvant le mélange dans la potasse, et en ajoutant alors un acide végétal: il se produit un précipité d'un beau bleu qui est l'*iodure d'amidon*. Stromeyer, professeur de chimie à Gottingue, a trouvé que l'amidon est un réactif des plus sensibles pour découvrir la présence de l'iode dans les liquides. Il assure que, dans un liquide qui ne contiendrait qu'un quatre cent cinquante millième d'iode, l'amidon acquiert une teinte bleue qu'on peut apercevoir [2].

11. Gaultier de Claubry a découvert la présence de l'iode dans plusieurs plantes marines. Il trouva qu'il existe dans les cendres du *fucus saccharinus*, du *fucus digitatus*,

[1] Ann. de Chim. XC, 92.
[2] Annals of Philosophy. VI, 312.

du *fucus visiculosus*, du *fucus serratus*, du *fucus siliquosus* et du *fucus filum*, des familles des ulves, des varecks et des céramium de Linnée [1]. Davy remarqua des indications de la présence de l'iode dans les cendres du *fucus cartilagineus*, du *fucus membranaceus*, du *fucus rubens*, du *fucus filamentosus*, de l'*ulva pavonia* et de l'*ulva linza* [2].

12. Il paraîtrait que le chlore, l'oxigène et l'iode se séparent entre eux, des bases, à une chaleur rouge, dans l'ordre qui suit, savoir :

Chlore.
Oxigène.
Iode.

Le chlore sépare les deux autres, et l'oxigène dégage l'iode; d'où il suit, dans le langage actuel de la chimie, que c'est le chlore qui a la plus grande *affinité* pour les bases, l'oxigène vient après, et c'est l'iode dont l'affinité est la plus faible. Mais cet ordre est susceptible d'un grand nombre d'exceptions; ainsi par exemple, à une chaleur rouge, l'iode dégage l'oxigène du potassium et du sodium.

SECTION IV.

Du Fluor.

Histoire. Le minéral appelé *spath fluor*, et souvent distingué en Angleterre par le nom de spath du Derbyshire, se trouve si communément dans les mines de plomb, il est d'un aspect si remarquable à raison de sa transparence, de ses belles couleurs et de la grande dimension de ses cristaux cubiques, qu'il a presque universellement attiré l'attention. On ne peut guères douter que ce ne soit cette substance que Théophraste et Pline ont désignée, l'un et l'autre, par le nom de *fausse émeraude* (ψευδὴς σμαραγδὸς). Du temps d'Agricola, on l'employait comme flux pour les mines, et il en fait mention sous la dénomination de fluor [3]. La propriété qu'a cette sub-

[1] Ann. de Chim. XCIII, 75, 113.
[2] Phil. Trans. 1814, p. 305.
[3] Georg. Agricolæ Bermannus, p. 458. Edition de Bâle, 1558.

stance de corroder le verre, lorsqu'elle est mêlée avec l'acide sulfurique, était connue à Nuremberg vers l'an 1670. Margraf essaya le premier de reconnaître la composition de ce minéral. Ses expériences, qu'il annonce avoir faites en 1764, furent publiées dans les Mémoires de l'Académie de Berlin pour 1768. En distillant, dans une cornue, un mélange de ce minéral réduit en poudre avec son propre poids d'acide sulfurique, il obtint une substance saline blanche sublimée, et il remarqua avec surprise que la cornue était corrodée et percée en plusieurs endroits [1]. En 1771, Schéele publia une suite d'expériences, sur le spath fluor, dans les Mémoires de l'Académie des sciences de Stockholm. Il y annonçait que ce minéral était un composé de chaux et d'un acide particulier, auquel il donna le nom d'*acide fluorique*. En déterminant les propriétés de cet acide, il fit voir qu'il différait de tout autre jusqu'alors connu [2]. Le docteur Priestley trouva que l'acide obtenu par le procédé de Schéele, est un gaz jouissant de propriétés particulières, qu'il examina et décrivit [3].

Wieglef [4], Bucholz [5] firent remarquer, et Meyer plus complètement encore [6], que l'acide fluorique de Schéele contenait la silice comme partie constituante. Le docteur John-Davy détermina la proportion d'acide fluorique et de silice dans l'acide de Schéele [7], et il démontra que c'est un composé particulier d'acide fluorique et de silice, dans lequel les parties constituantes existent toujours dans les mêmes proportions. Gay-Lussac et Thénard, dans leur ouvrage ayant pour titre: Recherches physico-chimiques, publié en 1811, décrivirent un procédé de préparation de l'acide fluorique pur [8], et ils en déterminèrent les premiers les propriétés. On peut se procurer cet acide en opérant ainsi qu'il suit :

---

[1] Collection académique. XVI, 281.
[2] Mémoires de Chimie de M. C. W. Schéele. I, 1.
[3] Priestley, *on Air*. II, 339.
[4] N. Entd. in. d. Chemie. Th. I, p. 1—15.
[5] *Ibid*. Th. III, p. 50.
[6] Schriften der Berliner Gesellschaft. naturf. Freunde, b, 11.
[7] Phil. Trans. 1812, p. 352.
[8] Vol. II, p. 1.

Préparation de l'acide fluorique.

On a une cornue de plomb composée de deux pièces, qui s'emboîtent l'une dans l'autre; on adapte à cette cornue un récipient de plomb, ainsi qu'on le voit dans la figure ci-contre :

On introduit dans la cornue du fluate de chaux pur réduit en poudre fine, et on le mêle bien avec deux fois son poids d'acide sulfurique concentré. On lute alors, avec de l'argile, la cornue à ses jointures et à l'endroit où son bec entre dans le récipient. On la chauffe ensuite doucement, en ayant soin que la chaleur ne soit pas assez grande pour faire fondre le plomb. On entoure le récipient d'un mélange de neige et de sel marin; l'acide fluorique est dégagé, et il se condense dans le récipient à l'état liquide.

Propriétés.

Cet acide, à zéro centigrade, et même à 16° au-dessus, est liquide et incolore comme l'eau. Il ne se congèle pas lorsqu'il est refroidi à 20° centig. au-dessous de zéro. On n'a point encore déterminé son terme d'ébullition, mais il n'est pas élevé. Exposé à l'air, il répand des fumées très-abondantes, avec une odeur, qui ressemble à celle de l'acide hydrochlorique, mais beaucoup plus forte. A vaisseaux ouverts, il se dissipe très-promptement, et on ne peut le conserver que dans des vaisseaux métalliques. Ceux qui conviennent le mieux à cet effet, sont des vaisseaux faits d'argent pur, avec des bouchons du même métal, qui ne laissent aucun accès à l'air.

Il paraîtrait, d'après les expériences de Davy, que cet acide, lorsqu'il est concentré autant que possible, ne contient point d'eau; sa pesanteur spécifique est alors de 1,0609; mais en y ajoutant de l'eau, en très-petites quantités à-la-fois, cette pésanteur spécifique augmente graduellement, jusqu'à devenir 1,25 *. Lorsqu'on laisse tomber une goutte de cet acide dans de l'eau, il se produit un sifflement semblable à celui qui a lieu lorsqu'on plonge un fer rouge dans ce liquide. Lorsqu'on fait tomber quelques gouttes d'eau dans l'acide, il entre en ébullition, on peut ajouter à cet acide une grande quantité d'eau sans détruire la propriété qu'il a d'être fumant. Il faut bien prendre garde de respirer les fumées de l'acide

* Davy, *Phil. Trans.* 1813, p. 266.

fluorique, car elles sont très-délétères. Lorsqu'une goutte de cet acide tombe sur la peau, elle agit comme corrosif puissant, et occasionne une escarre qui ne se guérit pas promptement.

Dès que l'acide fluorique a le contact du verre, il le corrode immédiatement, et il est converti en un corps gazeux, connu sous le nom d'acide fluorique silicé [1]. Cet acide se combine facilement avec les différentes bases, et forme ainsi un genre de sels appelés *fluates*. Il paraîtrait, d'après une expérience de Davy, que le nombre qui représente un atôme de cet acide est 1,0095, en supposant un atôme d'oxigène égal 1 [2].

Théorie du fluor.

Les chimistes avaient été généralement d'opinion que l'acide fluorique est un composé d'une base inconnue et d'oxigène; et cette opinion avait été adoptée et maintenue par Gay-Lussac et Thénard, dans leurs Recherches physico-chimiques. Mais en 1810, M. Ampère, qui avait adopté les idées de Humphry-Davy, relativement au *chlore* et à la composition de l'*acide hydrochlorique* [3], fut porté à comparer ensemble les acides fluorique et hydrochlorique, et à tirer des conclusions semblables, concernant la composition de l'un et de l'autre. Or, la base de l'*acide hydrochlorique* est l'*hydrogène*, et l'hydrogène y est combiné avec le *chlore*, qui est un soutien de combustion; donc, en supposant semblable la composition de l'un et l'autre acide, l'acide fluorique doit être également un composé d'*hydrogène* et d'un soutien de combustion *inconnu*. M. Ampère communiqua, en 1810, ses vues à ce sujet à Humphry-Davy, qui d'abord se montra fort éloigné de les partager. Mais en y réfléchissant, il chan-

---

[1] Nous décrirons cet acide dans une partie subséquente de cet ouvrage.

[2] En faisant chauffer plusieurs fois 7 grammes de fluate de chaux avec de l'acide sulfurique pur, ce fluate était converti en 11 grammes de sulfate de chaux. Or, 11 grammes de sulfate de chaux contiennent 5 grammes de chaux, d'où il suit que le fluate de chaux, en le supposant formé d'acide fluorique et de chaux, est composé de

Acide fluorique. . .	26,418. . . .	1,0095
Chaux.	73,582. . . .	3,625
	100,000	

[3] Savoir que c'est un composé de volumes égaux de gaz hydrogène et de chlore.

gea par degrés d'opinion [1], et il finit par devenir un des plus fermes appuis de l'hypothèse. Il publia successivement deux Mémoires sur ce sujet, contenant chacun un grand nombre d'expériences intéressantes, et renfermant des vues et des conséquences ingénieuses [2]. Mais il ne put obtenir séparément le soutien de combustion supposé exister dans l'acide fluorique. Je regarde néanmoins les motifs qu'on a donnés pour en établir l'existence, comme suffisamment plausibles, et c'est ce qui m'a décidé à le placer parmi les soutiens de combustion, en adoptant le nom de *fluor* qui lui a été donné par Davy [3]. Pour démontrer l'existence de ce principe, je m'appuyerai des faits que les expériences de Davy nous ont fait connaître depuis ; et comme je me trouverai dans la nécessité de parler de beaucoup de substances qui n'ont point encore été décrites, il pourra paraître convenable à ceux qui commencent l'étude de la science, de prendre connaissance des deux chapitres qui suivent, avant de lire ce qui reste de cette section.

Preuves de son existence.

1. Lorsque l'acide fluorique et le potassium sont mis en contact, il se produit une action violente ; il y a formation d'une substance blanche solide, et dégagement de gaz hydrogène. Si l'acide fluorique était privé d'eau, il est évident que ce résultat s'expliquerait le mieux, en supposant que le fluor et le potassium se combinent et forment la substance solide, tandis que l'hydrogène, qui était uni au fluor dans l'acide, en est séparé et s'échappe sous forme de gaz. Mais il fallait s'assurer si l'acide fluorique, de la pesanteur spécifique de 1,0609 contient de l'eau. Dans cette vue, Davy mit de cet acide dans une capsule de platine, et il l'établit en contact avec

---

[1] Ann. de Chim. et Phys. II, 21.

[2] Phil. Trans. 1813, p. 263 ; et 1814, p. 62.

[3] M. Ampère lui a donné le nom de *phtore*, de l'adjectif grec φθορος, *délétère*, qui a la force de *ruiner*, de *détruire*, de *corrompre*. Ann. de Chim. et Phys. II, 24. — Mais il est bien évident que cette dénomination ne peut être adoptée : on ne finirait pas de nommer, si chacun forgeait à sa volonté des noms nouveaux. M. Ampère observe qu'il a été autorisé à établir celui-ci, parce qu'il a le premier proposé et soutenu l'hypothèse ; mais ce motif n'est pas fondé. M. Gregor découvrit le *titanium* : cependant le nom donné à cette substance par Klaproth lui est resté, et a même prévalu sur celui de *menachane*, qui lui avait été préalablement assigné par Kirwan. Davy nous apprend que M. Ampère lui-même avait eu, dès le principe, l'idée du terme *fluor*.

du gaz ammoniac. Ce gaz fut graduellement absorbé jusqu'à saturation de l'acide, et il en résulta une masse cristalline blanche, qui n'était autre chose que le sel connu sous le nom de fluate d'ammoniaque. Lorsqu'on a combiné, de cette manière, avec le gaz ammoniac un acide quelconque, qui contient de l'eau, si l'on chauffe le sel formé, il y a toujours dégagement d'eau. C'est ainsi que, lorsqu'après avoir saturé de gaz ammoniac les acides sulfurique, nitrique ou phosphoreux, on chauffe les sels produits, ils donnent toujours de l'eau en abondance; mais le fluate d'ammoniaque traité ainsi, n'en donna aucun indice [1]. Rien ne doit donc nous porter à croire que l'acide fluorique contienne de l'eau.

2. L'acide hydrochlorique est un composé de chlore et de gaz hydrogène, et la combinaison de l'acide avec l'ammoniaque s'appelle *hydrochlorate d'ammoniaque*. Lorsqu'on chauffe un mélange de potassium et d'hydrochlorate d'ammoniaque, il se forme un chlorure de potassium, et il y a dégagement de gaz. Ce gaz est un mélange d'ammoniaque et d'hydrogène, dans les proportions de deux volumes de gaz ammoniac et d'un volume de gaz hydrogène. Actuellement, en chauffant également un mélange de fluate d'ammoniaque et de potassium, les effets produits sont semblables; on obtient une substance saline blanche, et il se dégage un gaz consistant en ammoniaque et hydrogène, dans la proportion de deux volumes du premier et d'un volume du second [2]. Or, puisque les effets, dans les deux cas, sont semblables, il semble qu'on en peut bien inférer que les produits le sont également. La substance sèche est probablement un fluorure de potassium, tandis que c'était l'hydrogène qui probablement était auparavant uni au fluor, et le constituait acide fluorique.

3. Lorsqu'on soumet l'acide fluorique à l'action du galvanisme, le gaz hydrogène se dégage au fil négatif, et le fil positif (en le supposant de platine) se recouvre d'une poussière de couleur chocolat [3]. L'acide hydrochlorique traité de cette manière, est décomposé; son hydrogène se porte au fil négatif, et son chlore au fil positif. N'est-il pas probable alors que la poussière de couleur chocolat est un composé de fluor et de platine?

---

[1] Davy, *Phil. Trans.* 1813, p. 268.
[2] *Ibid.*, p. 269
[3] *Ibid.*

4. En exposant à l'action du chlore un fluate d'argent ou un fluate de mercure, et en chauffant l'un ou l'autre de ces fluates dans des vaisseaux de verre, il se produit un chlorure d'argent ou un chlorure de mercure; mais le vaisseau est corrodé, et il se dégage du gaz acide fluorique silicé, mêlé avec du gaz oxigène*. N'est-il pas probable que, dans ce cas, le fluor séparé du métal, par l'attraction plus forte du chlore, agit immédiatement sur la silice dans le verre, qu'il décompose par son attraction pour le silicium, et qu'avec l'oxigène dégagé, il forme l'acide fluorique silicé qu'on peut considérer comme un composé de fluor et de silicium?

On répéta cette expérience dans des vaisseaux de platine et d'argent, dans la vue d'obtenir le fluor à l'état de pureté; mais dans l'un et l'autre cas, les métaux furent très-fortement attaqués; de sorte que le fluor semble avoir la propriété de se combiner avec tous les corps qu'on peut employer comme vaisseaux, ce qui ne laisse aucune possibilité de l'obtenir pur.

5. Si le fluate de chaux est supposé formé d'acide fluorique et de chaux, sa composition sera :

Acide fluorique. . .	1,0095
Chaux.	3,625

D'où l'on voit que le poids d'une molécule intégrante d'acide fluorique doit être 1,0095; et si l'on suppose que cet acide est un composé d'un atôme d'oxigène et d'un atôme d'une base inflammable inconnue, alors, comme le poids d'un atôme d'oxigène est 1, le poids d'un atôme de la base inflammable ne pourra être que 0,0095, ce qui est la treizième partie seulement du poids d'un atôme d'hydrogène; d'après cette supposition, l'acide fluorique serait composé, savoir :

Base inflammable. . . .	1,00.
Oxigène.	105,67.

L'existence d'un corps aussi léger étant contraire à toute analogie, a besoin, pour être admise, de preuves encore plus fortes que celles par lesquelles on a jusqu'à présent cherché à l'établir. D'un autre côté, si le spath fluor est

* Davy, *Phil. Trans*, 1813, p. 275.

réellement un *fluorure de calcium*, alors sa composition sera :

Fluor.	2,0095.
Calcium.	2,625.

De manière que le poids d'un atôme de fluor serait 2,0095, ou presque exactement deux fois le poids d'un atôme d'oxigène. Cette supposition est certainement beaucoup plus probable que la première. Mais on ne peut pas encore considérer la question comme étant pleinement décidée.

CHAPITRE II.

Des incombustibles simples.

On désigne par la dénomination d'*incombustible* un corps qui n'est capable ni d'*éprouver la combustion*, ni de l'*entretenir* Les corps de ce genre s'unissent à tous les corps soutiens de la combustion; mais cette union n'est jamais accompagnée de dégagement de calorique et de lumière. Nous ne connaissons jusqu'à présent qu'une seule substance incombustible, et cette substance est *l'azote*. Ce corps est d'une nature si particulière qu'on ne peut convenablement le classer avec aucun des autres corps simples, et qu'il semble devoir s'assigner une place par lui-même *. Nous nous bornerons donc dans ce chapitre à la description des propriétés de l'azote.

SECTION PREMIÈRE.

De l'Azote.

Préparation du gaz azote.

L'azote, que quelques chimistes appellent aussi nitrogène, peut s'obtenir en mettant de la limaille de fer et du soufre

* Les chimistes ont, en général, rangé *l'azote* parmi les combustibles simples. Mais cette place ne peut lui convenir; car elle ne concorderait pas avec la définition que nous avons précédemment donnée de la combustion. Selon toutes les probabilités, l'azote est un composé: ce ne sera que lorsque nous aurons réussi à en obtenir séparément les parties constituantes, que toute difficulté, pour lui assigner sa véritable place, sera levée.

mêlés et pétris ensemble avec de l'eau, dans un ballon de verre rempli d'air. Tout l'oxigène de cet air est absorbé dans peu de jours par le mélange; mais il en reste encore une portion considérable, qui n'est plus susceptible d'éprouver de diminution [1]. C'est à ce résidu de l'air, entièrement dépouillé de son oxigène, qu'on a donné le nom de *gaz azote*. On peut se le procurer d'une manière plus prompte par d'autres moyens. Si, par exemple, au-lieu de la limaille de fer et du soufre, on met du phosphore dans le vaisseau rempli d'air, l'oxigène est complètement absorbé en moins de vingt-quatre heures, à la température d'environ 16° centigr. Berthollet a, le premier, indiqué le moyen d'avoir du gaz azote très-pur, en soumettant un morceau de chair musculaire à l'action de l'acide nitrique étendu d'eau, à une chaleur d'environ 38° centig., et en recevant dans des vaisseaux convenables le gaz qui s'en dégage en abondance. En mêlant ensemble dans un vaisseau sur l'eau, 100 mesures d'air ordinaire et 80 mesures de gaz nitreux, le mélange acquerra une couleur rouge brunâtre; il en sera absorbé une partie par l'eau, et il restera 79 mesures de gaz azote pur. Cette méthode est la plus facile, lorsqu'on veut se procurer du gaz azote pour des expériences.

Le gaz azote fut découvert, en 1772, par le docteur Rutherford, professeur de botanique à l'université d'Edimbourg [2]. Schéele l'obtint en 1777 [3] par le mélange de la limaille de fer et du soufre, et prouva, dès cette époque, que c'était un gaz distinct.

1. L'air atmosphérique contient environ 0,79 en volume de gaz azote, presque tout le surplus de cet air consiste en gaz oxigène. Lavoisier, dont les expériences sur ce gaz furent publiées en 1778 [4], nous le fit connaître le premier comme une des parties constituantes de l'air.

---

[1] Ce fut le docteur Hales qui fit le premier cette expérience.

[2] Thèse *de aere mephitico* publiée en 1772. « *Sed aer salubris et purus respirationem animali non modo ex parte fit mephiticus, sed et* aliam indolis suæ mutationem inde patitur. *Postquam enim omnis aer mephiticus* (carbonic acid gaz) *ex eo, ope lixivii caustici secretus et abductus fuerit*, qui tamen restat *nullo modo salubrior inde evadit; nam quamvis nullam ex aqua calcis præcipitationem faciat haud minus quam antea* et flammam et vitam extinguit ». Pag. 17; et Phil. Trans. Abr. V, 613.

[3] On Air and Fire, p. 7.

[4] Mém. par. 1781, p. 397.

Schéele en donna aussi l'analyse dans son Traité de l'air et du feu, qui ne parut qu'en 1777. Il est hors de doute que ses expériences avaient été faites quelques années auparavant, mais nous n'en connaissons pas exactement la date.

2. Le gaz azote est invisible et élastique comme l'air, dont il a les propriétés mécaniques : il n'a pas d'odeur. Sa pesanteur spécifique est, suivant Biot et Arago, de 0,9691 [1]; suivant Kirwan, de 0,985 [2], celle de l'air étant 1,000. Lavoisier ne l'évalue qu'à 0,978. Je suis disposé à adopter le nombre 0,9722, déterminé par le docteur Prout, d'après des considérations théoriques que je ne peux expliquer ici [3]. Cette estimation étant exacte, un décim. cube de ce gaz, à la température de 15 à 16° centig., et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pésera 1,171. Poids.

3. Le gaz azote ne peut être respiré par les animaux, sans qu'ils soient suffoqués. Ceux qu'on y plonge périssent très-promptement, précisément comme s'ils étaient tenus sous l'eau. C'est, par cette raison, que les chimistes français ont donné à cette substance le nom d'*azote*, qui signifie « destructif de la vie [4] ».

Aucun combustible ne peut brûler dans ce gaz; c'est pourquoi la bougie, qu'on allume dans une portion renfermée d'air atmosphérique, s'y éteint dès que l'oxigène que cet air contient est consumé.

4. Le gaz azote n'est pas sensiblement absorbé par l'eau, et nous ne connaissons aucun liquide qui ait la propriété de le condenser. Le docteur Henry s'est assuré, qu'en dépouillant préalablement l'eau de tout l'air qu'elle peut contenir, un décimètre cube de cette eau ne peut absorber que 14,6 centimètres cubes de gaz azote à la température de 15 à 16° centigrades [5]. Suivant Dalton, la quantité, qu'un décimètre cube de cette eau pourrait absorber du gaz, serait d'environ 25 centimètres cubes [6]. Absorption par l'eau.

[1] Mém. de l'Institut. 1806, p. 320.

[2] On Phlogiston. P. 27.

[3] Annals of Philosophy. VI, 322.

[4] De ἀ et ζωή.

[5] Phil. Trans. 1803, p. 274.

[6] Annals of Philosophy. VII, 219. Saussure la trouva de plus de 40 centimètres cubes, ce qui semble trop élevé.

II. L'azote a la propriété de se combiner avec l'oxigène en quatre proportions différentes, et de former ainsi quatre composés, qu'il convient de reconnaître avec soin, à raison de la grande importance dont ils sont dans les expériences de chimie. Ces composés ont reçu les noms de

1. Protoxide d'azote, ou oxide nitreux.
2. Deutoxide d'azote, ou gaz nitreux.
3. Acide nitreux.
4. Acide nitrique.

Le troisième de ces composés est le seul qui s'obtienne directement par l'union de l'oxigène et de l'azote. On se procure les deux premiers, en privant l'acide nitrique d'une partie de son oxigène; et le dernier est séparé du nitrate de potasse lorsqu'on distille cette substance avec l'acide sulfurique.

Se combine avec l'oxigène.

1. Si l'on fait traverser, par l'étincelle électrique, de l'air ordinaire renfermé dans un petit tube de verre, ou un mélange de gaz oxigène et de gaz azote, le volume de l'air diminue. Priestley fit, le premier, cette expérience intéressante. Il trouva, en même-temps, qu'en introduisant dans le tube une infusion bleue végétale, elle s'y colore en rouge*, et il en conclut qu'il y avait eu production d'un acide. Cavendish observa, que la diminution de volume était en raison des quantités d'oxigène et d'azote présens; et que ces deux gaz étant mêlés ensemble dans des proportions convenables, ils disparaissaient en totalité, et se trouvaient convertis, par leur combinaison, en *acide nitreux*. Cette découverte importante fut annoncée à la Société royale le 2 juin 1785. Il trouva que la combinaison des gaz, et la formation de l'acide s'opéraient beaucoup plus facilement en introduisant dans le tube une dissolution de *potasse* dans l'eau. Cette potasse s'unissait avec l'acide nitreux, à mesure qu'il était produit par la combinaison des gaz, et cette union formait le sel appelé *nitre*. Dans les premières expériences de Cavendish, il était resté quelqu'incertitude, tant sur la proportion de l'air ordinaire et du gaz oxigène, qui pouvait produire la plus grande diminution de volume dans un temps donné, que sur la proportion des deux gaz qui disparaissaient par l'action de l'électricité. Ces

Forme l'acide nitreux.

* Priestley, *on Air.* II, 248.

expériences furent répétées deux fois dans l'hiver de 1787 à 1788, par M. Gilpin, sous la direction de Cavendish, en présence de plusieurs membres de la Société royale. On peut considérer, comme offrant les résultats les plus approximativement exacts, la dernière de ces expériences, qui fut conduite avec la plus grande attention et toutes les précautions possibles. Elle dura plus d'un mois. Il y fut absorbé 4090 mesures de gaz oxigène contenant 0,031 d'azote, et 2588 mesures d'air ordinaire. En supposant, actuellement, que l'air atmosphérique contienne 21 parties sur 100 de gaz oxigène, on aura, en faisant les corrections nécessaires, 4505,50 mesures de gaz oxigène et 2172,50 mesures de gaz azote, ou, à peu de chose près, 2 mesures de gaz azote sur 4 de gaz oxigène. 4505,50 centimètres cubes d'oxigène pèsent environ 6 grammes, et 2172,50 d'azote, environ 2,50 grammes.

Proportions de ses parties constituantes.

Il résulte de ce calcul que, dans la formation de l'acide nitreux, 100 parties, en poids, d'azote, s'unissent à 237 de gaz oxigène, et que cet acide est composé, sur 100 parties, de

29,68	Azote.
70,32	Oxigène.
100,00	

Ce résultat s'accorde presqu'exactement avec ceux des expériences subséquentes de Davy, d'après lesquelles il évalue les parties constituantes de l'acide nitreux à

29,50	Azote.
70,50	Oxigène.
100,00	

Mais, d'après un examen plus attentif des composés dans lesquels l'azote entre comme partie constituante, le poids d'un atôme de ce principe semble devoir être représenté par 1,75, un atôme d'oxigène étant supposé 1; et l'acide nitreux paraît être un composé de 1 atôme d'azote + 4 atômes oxigène: donc sa composition, en poids, est de

Oxigène. . . .	4,00. . . .	228,5. . . .	69,56.
Azote.	1,75. . . .	100, ...	30,44.
			100,00.

Je ne puis exposer actuellement quels sont mes motifs pour

[1] Phil. Trans. 1788, p. 266.
[2] Researches, p. 565.

adopter de préférence ces nombres; mais ils se déduiront à mesure que nous avancerons.

Deux oxides d'azote.

2. L'acide nitrique, obtenu, par distillation, d'un mélange de nitrate de potasse et d'acide sulfurique, est un liquide pesant, de couleur ordinairement jaune, qui agit avec une grande énergie sur la plupart des substances, à raison surtout de la facilité avec laquelle il abandonne une portion de son oxigène. Si l'on verse dans cet acide, du phosphore, ou du soufre, par exemple, et qu'on le fasse un peu chauffer, il leur fournit de l'oxigène, et convertit ces deux corps en acides, de la même manière que s'ils eussent été soumis à la combustion. L'acide nitrique, en perdant ainsi une portion de son oxigène, est changé en une espèce de gaz auquel on a donné le nom de *gaz nitreux*, dont le dégagement occasionne l'effervescence qui accompagne l'action de l'acide nitrique sur ces combustibles simples.

1. Gaz nitreux.

On obtient le gaz nitreux en abondance et dans un grand état de pureté, en dissolvant du cuivre ou de l'argent dans l'acide nitrique. On peut le recueillir au moyen d'un appareil pneumatique, à la manière ordinaire. Une propriété remarquable de ce gaz, est celle qu'il a de se combiner avec l'oxigène dès l'instant qu'il entre en contact avec lui, et de former de l'acide nitrique. C'est cette combinaison, qui produit les vapeurs jaunes qu'on voit s'exhaler, lorsque le gaz nitreux se mêle à l'air ordinaire. Elle prouve suffisamment que les parties constituantes du gaz nitreux sont l'azote et l'oxigène, et que ce gaz contient moins d'oxigène que l'acide nitrique: c'est donc dans cet état un *oxide d'azote*.

Gay-Lussac a prouvé, d'une manière satisfaisante, que ce gaz est composé d'un volume d'oxigène et d'un volume de gaz azote unis ensemble sans aucune condensation de volume*; il s'ensuit, que sa pesanteur spécifique est le terme moyen de celle de ces deux gaz, ou 1,0416; et à la température de 15 à 16° centigrades, sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de gaz nitreux pèse 1gr,452. Actuellement, un décimètre cube de gaz oxigène pèse 1gr,339, et un décimètre cube de gaz azote 1,171: ainsi le gaz nitreux est composé de

Azote.	29,652. . . .	1,75
Oxigène. . . .	33,888. . . .	2,

* Mémoires d'Arcueil. Vol. II, p. 216.

D'où l'on voit que c'est un composé d'un atôme d'azote et de deux atômes d'oxigène. C'est donc un deutoxide d'azote. Cette composition, qui paraît être suffisamment établie, est une des raisons qui doivent porter à déterminer le poids d'un atôme d'azote à 1,75.

Il semble bien démontré, par expériences, que l'acide nitrique peut être formé par la combinaison de 100 volumes d'oxigène avec 133 volumes de gaz nitreux *; mais 133 volumes de gaz nitreux sont composés de 66,66 volumes d'oxigène et de 66,66 volumes d'azote; donc l'acide nitrique est composé de 66,66 volumes d'azote, et de 166,66 volumes d'oxigène, ou d'un volume d'azote et de deux volumes et demi d'oxigène; et en convertissant ces volumes en poids, on aura, pour la composition de l'acide nitrique, Acide nitrique.

Azote	1,75
Oxigène	5,

C'était encore un motif pour représenter de préférence par 1,75, le poids d'un atôme d'azote.

3. En laissant, pendant quelques jours, de la limaille de fer dans le gaz nitreux, il est dépouillé d'une partie de son oxigène. Il est converti en un gaz, dans lequel le phosphore brûle avec une grande splendeur, et devient *acide phosphorique*. Cette combustion, et cette acidification, prouvent que le nouveau gaz contient de l'oxigène; et sa formation y démontre aussi la présence de l'azote uni à une quantité d'oxigène moindre que dans le gaz nitreux. C'est donc, comme celui-ci, un *oxide d'azote*; on lui a donné le nom d'*oxide gazeux d'azote*. 3. Oxide gazeux.

Pour obtenir le plus facilement ce gaz, on fait chauffer, à la lampe, du sel appelé *nitrate d'ammoniaque*, préalablement desséché, dans une petite cornue de verre, à laquelle on adapte un tube recourbé pour recevoir le gaz dans des cloches de verre sur le mercure, parce qu'il est rapidement absorbé par l'eau. Ce gaz a la propriété d'entretenir la combustion. Les corps combustibles y brûlent presque avec autant d'éclat que dans le gaz oxigène; mais la combustion y continue pendant beaucoup moins de temps. Lorsqu'on enflamme,

* Dalton's New System of Chemistry. II, 555. — Gay-Lussac, *Ann. de Chim. et Phys.* I, 404.

par l'étincelle électrique, un mélange de ce gaz avec le gaz hydrogène, il se produit une détonation violente. Davy trouva que 39 mesures de cet oxide exigent, pour leur combustion complète, 40 mesures de gaz hydrogène. Le résidu consistait en 41 mesures de gaz azote [1]. Mais comme les gaz employés n'étaient pas absolument purs, on peut, sans craindre de faire erreur, rejeter une des mesures d'azote, et ne considérer le résidu que comme n'étant que de 40 mesures. Mais 40 mesures de gaz hydrogène exigent pour leur combustion 20 mesures de gaz oxigène; il résulte donc de cette expérience, que cet oxide d'azote est composé de

Azote..... 40 volumes..... ou 2.
Oxigène... 20 volumes..... ou 1.

condensés en 40 volumes; d'où il suit que sa pesanteur spécifique doit être de 1,5277. M. Colin la trouva de 1,5204, ce qui correspond presque exactement à la pesanteur spécifique calculée de 1,5209 [2]: la composition de cet oxide d'azote sera en poids de

Azote..... 0,9722 × 2. 1,75
Oxigène..... 1,111..... 1,00.

Mais 1,75 est le poids d'un atôme d'azote, et 1 est le poids d'un atôme d'oxigène; il s'ensuit que ce gaz est formé de 1 atôme d'azote + 1 atôme d'oxigène, ou que c'est un protoxide d'azote.

Acide nitreux. 4. On peut se procurer l'acide nitreux en grandes quantités, au moyen du sel appelé salpêtre ou nitrate de potasse, qui se recueille en abondance à la surface de la terre. En chauffant un mélange de ce sel et d'acide sulfurique dans une cornue, l'acide nitrique est séparé par distillation, et peut être reçu dans des vaisseaux convenables. Le salpêtre se fond à une température peu élevée, et il peut y être conservé ainsi sans éprouver aucune altération; mais si la chaleur est augmentée, il se dégage de l'oxigène. Si, après avoir maintenu pendant quelque temps le salpêtre à cette température élevée, on le dissout dans l'eau, et qu'on ajoute au liquide de l'acide acétique, il s'exhale des vapeurs rouges; mais cet effet n'a pas lieu si le salpêtre avec lequel il est produit n'a pas été préa-

[1] Davy's Researches, p. 292.
[2] Ann. de Chim. et Phys. I, 218.

lablement tenu pendant quelque temps à une forte chaleur. Schéele donna le premier l'explication de ce phénomène. L'acide nitrique, dans le salpêtre, est altéré par la chaleur, et converti en un autre acide, dont l'affinité pour la potasse est beaucoup plus faible. Il est, par cette raison, séparé par l'acide acétique, et se dégage à l'état de vapeur rouge. Comme l'oxigène est dégagé par la chaleur, le nouvel acide fut considéré comme contenant moins d'oxigène que l'acide nitrique, et on le distingua, en conséquence, par le nom d'*acide nitreux*. Si, après avoir fait évaporer à siccité une dissolution de plomb dans l'acide nitrique, on réduit en poudre le nitrate de plomb ainsi obtenu, et, qu'après l'avoir fait dessécher aussi complètement que possible, on l'expose à la chaleur dans une petite cornue de verre à laquelle on a adapté des récipiens convenables, on obtient un liquide d'un jaune orangé, qui avait été d'abord remarqué par Berzelius, mais qui a été plus particulièrement examiné par Gay-Lussac [1], et depuis par Dulong [2]. La pesanteur spécifique de ce liquide est 1,451, et il entre en ébullition à la température de 28° centigrades, sous la pression de 76 centimètres de mercure. Sa saveur est excessivement acide; et lorsqu'on le mêle avec de l'eau, il y a effervescence et dégagement de gaz nitreux. Dulong fit l'analyse de ce liquide orangé, en mettant des fils de fer ou de cuivre en contact avec la vapeur qui pouvait s'en dégager à une température rouge; les métaux augmentèrent en poids par l'absorption de l'oxigène, et le produit gazeux recueilli était du gaz azote à l'état de pureté; d'où il suit que ce liquide est un composé d'azote et d'oxigène, et qu'il ne contient pas d'eau. Le résultat d'une expérience, dont je donne ici les détails [3], est que cet acide se compose de

Azote.....	36,33.....	1,75.
Oxigène.....	86,76.....	4,178.

[1] Ann. de Chim. et Phys. I, 405.
[2] *Ibid* II, 317.
[3] L'acide soumis à l'analyse pesait. 7,935
Le poids de l'oxigène qui s'était uni au métal, était de. 5,660
Mais il y eut apparence dans le gaz, de 3,22 pouces cubes, soit environ 71 centimètres cubes de gaz hydrogène, indiquant en gaz oxigène environ. 0,860
Ainsi la quantié d'oxigène provenant de l'acide était de. . 4,800

Ces nombres ne diffèrent pas beaucoup de ceux qui ont été déterminés par Gay-Lussac. Ce chimiste trouva que 100 volumes de gaz oxigène devaient s'unir à 200 volumes de gaz nitreux, et que de cette union résultait l'acide nitreux [1]. D'après ces déterminations, l'acide nitreux est composé de 1 volume azote + 2 volumes oxigène, ou en poids de

Azote.....	0,9722.....	1,75
Oxigène....	2,2222.....	4

D'où il suit que l'acide nitreux est un composé de 1 atôme azote et de 4 atômes oxigène.

Acide hyponitreux.

5. Gay-Lussac conclut de ses expériences, que 100 volumes de gaz oxigène peuvent aussi s'unir à 400 volumes de gaz nitreux. Le composé qui en résulte est, suivant lui, un acide, qui n'avait point été jusqu'alors distingué par les chimistes, et qu'il nomme *acide pernitreux* [2]. On voit que cet acide doit être composé de 200 volumes d'azote unis à 300 volumes d'oxigène, ou en poids de

Azote.....	1,9444.....	1,75
Oxigène...	3,3333.....	3,00

De manière qu'il doit être formé de 1 atôme azote et de 3 atômes oxigène. Mais comme cet acide n'a jamais été obtenu à l'état de pureté, ni jamais observé à l'état d'union avec une base, son existence est jusqu'à présent en quelque sorte hypothétique. Il existe donc ainsi cinq composés d'azote et d'oxigène, savoir :

	azote		oxigène.
1. Protoxide d'azote composé de	1 atôme.	+	1 atôme.
2. Deutoxide d'azote.....	1	+	2
3. Acide hyponitreux.....	1	+	3
4. Acide nitreux.....	1	+	4
5. Acide nitrique.....	1	+	5

Chlorure d'azote.

III. L'azote a aussi la propriété de se combiner avec le

Le volume du gaz azote dégagé, sec, à zéro centigrade de température, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, était de 1 litre 96; soit 1960 centimètres cubes. Ce gaz contenait 71 centimètres cubes de gaz hydrogène. Restait en gaz azote, 1889 centimètres cubes, pesant à 16° centigrades, 3,289. *Voyez* Ann. de Chim. et Phys. II, 320.

[1] Ann. de Chim et Phys. I, 401.

[2] *Ibid.* I, 400. Le nom d'*acide hyponitreux* serait plus convenable.

chlore, et de former avec ce principe un composé très-singulier, auquel on peut donner le nom de *chlorure d'azote*.

Il paraît que cette substance fut découverte au commencement de l'année 1812 [1], par Dulong, qui n'avait rien publié sur ce sujet, ayant été arrêté par deux accidens graves qu'il éprouva en examinant cette substance, dans le cours de ses recherches sur sa nature et ses propriétés. Au mois de septembre 1812, Humphry Davy reçut une lettre de M. Ampère, par laquelle il lui annonçait cette découverte, mais sans lui rien dire sur la manière de préparer la nouvelle substance. Cette annonce de M. Ampère excita la curiosité de Davy, et le porta à entreprendre une suite d'expériences dans la vue de pouvoir se la procurer. Mais avant qu'il les eût commencées, M. Children ayant rappelé à son souvenir que M. Burton, à Cambridge, avait observé, environ un an auparavant, une substance huileuse, en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de nitrate d'ammoniaque, cet avis, d'après lequel Davy dirigea ses expériences, lui facilita les moyens de se procurer la nouvelle substance et d'en examiner les propriétés [2]. Il fut fait, à-peu-près à la même époque, sur ce sujet, un très-grand nombre d'expériences, par MM. Porett, Wilson et Rupert Kirk [3] et depuis, il parut un abrégé, par Berthollet et Thénard, du Mémoire original de Dulong [4]. On peut obtenir le chlorure d'azote de la manière suivante. Histoire.

On fait dissoudre dans de l'eau, à environ 40° centigr., du nitrate d'ammoniaque en quantité suffisante pour que la dissolution soit suffisamment forte, mais non saturée. On met cette Préparation.

[1] Dulong avait obtenu pour la première fois cette substance, au mois d'octobre 1811. Ses travaux ayant été alors interrompus par suite d'un accident grave qu'il éprouva en la préparant, il ne put les reprendre qu'au mois de février 1812. Il en détermina la nature; et dès-lors il fit part des résultats de ses expériences à MM. Berthollet, Gay-Lussac et Thénard, et plusieurs autres personnes. Il reprit ce sujet pour le compléter, au mois d'octobre de la même année 1812; mais ayant été blessé une seconde fois, avant même d'avoir pu terminer une seule expérience, il se décida à publier les résultats des observations qu'il avait déjà faites; et il les fit connaître dans un mémoire qu'il lut à la première classe de l'Institut, le 7 janvier 1813, sur cette nouvelle substance détonnante. *Mémoires de la Société d'Arcueil*. Vol. III, p. 48. (*Note du Traducteur.*)

[2] Davy, *Phil. Trans.* 1813, p. 1 et 242.

[3] Nicholson's Jour. XXXIV, 180 et 276. March and April 1813.

[4] Ann. de Chim. LXXXVI, 37.

dissolution dans une capsule plate sur laquelle on renverse une fiole ou une cloche cylindrique de verre, préalablement remplie de gaz chlore. Le gaz est absorbé lentement; on voit une matière, sous la forme d'une huile jaunâtre, se rassembler à la surface du liquide en dedans de la cloche, et tomber par degrés au fond de la capsule. C'est le *chlorure d'azote*. Il faut avoir soin de ne pas recueillir à-la-fois plus d'un ou deux globules, et de ne pas faire d'expériences sur des quantités de cette substance excédant 6 ou 7 centigrammes; car les explosions, qu'elles occasionnent, sont si violentes qu'elles présenteraient beaucoup de danger, si on ne s'astreignait pas à n'opérer que sur de très-petites quantités. Le chlorure d'azote a les propriétés suivantes :

Propriétés. Sa couleur se rapproche de celle de l'huile d'olive. Il est transparent, et n'a que très-peu, ou rien de la nature onctueuse des huiles. Son odeur est particulière et forte, quoiqu'elle ne soit pas aussi désagréable et aussi nuisible pour les poumons que celle du chlore [1]. Le chlorure d'azote est très-volatil, et lorsqu'il est exposé à l'air, il s'évapore promptement sans laisser de résidu. On peut le distiller, sans danger, à la température de 70° centigrades; mais il est décomposé en partie par la chaleur. La température de 90° centigrades ne fait qu'ajouter à la rapidité de son évaporation; mais à celle de 100° centigrades, il détone avec une violence prodigieuse. Dans le vide, le chlorure d'azote est converti en vapeur, mais il reprend l'état liquide dès que la pression de l'atmosphère est rétablie. Chauffé à l'état de vapeur, il détone avec beaucoup plus de violence qu'à celui de liquide [2], sa pesanteur spécifique est de 1,653 [3]. Exposé au froid, l'eau qui est en contact avec lui, se gèle à environ 5° centigrades au-dessus de zéro; mais il reste fluide, quoique soumis à la température d'un mélange frigorifique de glace et d'hydrochlorate de chaux [4].

Dans l'eau, le chlorure d'azote disparaît promptement et il se dégage du gaz azote. Dans l'acide hydrochlorique condensé, le chlorure d'azote dégage une quantité de gaz, qui excède

---

[1] Davy compare cette odeur à celle du gaz phosgène.
[2] Porett, Wilson et Rupert Kirk.
[3] Davy.
[4] Davy. Cette température était probablement de — 40° cent.

considérablement son poids total. Ce gaz est le chlore : il reste dans la dissolution de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

Lorsque le chlorure d'azote est mis en contact avec le phosphore ou avec des huiles, il se produit immédiatement une violente explosion; l'effet est si instantané et si grand, qu'il n'a pas été possible de recueillir les produits, dans les essais faits par MM. Porett, Wilson et Rupert Kirk, sur 125 substances différentes, qu'ils ont mis en contact avec le chlorure d'azote. Nous présentons ici le tableau de celles seulement de ces substances avec lesquelles il fit explosion [1].

Hydrogène sur-sulfuré.	Huile d'ambre.
Phosphore.	Huile de pétrole.
Phosphure de chaux.	Huile d'écorce d'orange.
Caoutchouc.	Naphte.
Myrrhe.	Savon d'argent.
Camphre phosphuré.	Savon de mercure.
Huile de palmier.	Savon de cuivre.
Ambre gris.	Savon de plomb.
Huile de baleine.	Savon de manganèse.
Huile de lin.	Potasse fondue.
Huile d'olive.	Dissolution d'ammoniaque pure.
Huile d'olive camphrée.	
Huile d'olive sulfurée.	Gaz hydrogène phosphuré.
Huile de térébenthine.	Gaz nitreux.
Huile de goudron.	

Les métaux, les résines, le sucre et la plupart des gaz, ne font point explosion avec le chlorure d'azote.

Composition. Dulong, ayant mis le chlorure d'azote en contact avec des morceaux de fil de cuivre, le chlorure disparut; il y eut dégagement de gaz azote, et il s'était formé une dissolution d'hydrochlorate de cuivre [2]. Il résulte, de cette expérience, que la substance est un composé de chlore et d'azote. Davy trouva, qu'en la faisant détonner dans un vaisseau vide d'air, les seuls produits furent du chlore et de l'azote [3], ce qui est une preuve, de plus, de la nature de ses parties constituantes.

Si l'on agite le chlorure d'azote avec le mercure, il se

[1] Journal de Nicholson. XXXIV, 277.
[2] Ann. de Chim. LXXXVI, 39.
[3] Phil. Trans. 1813, p. 244.

forme un mélange de calomel et de sublimé corrosif, et il se dégage de l'azote. Dans une expérience, 4,5 centigrammes de chlorure produisirent environ 3 centim. cubes d'azote. Cette quantité pèse un peu moins de 4 millígrammes. D'après cette évaluation, le chlorure d'azote est un composé de

Azote.....	57.....	1,75.
Chlore.....	643.....	19,74.

En le supposant formé de 4 atômes de chlore et 1 atôme d'azote, ses parties constituantes seraient :

Azote.....	1,75.
Chlore.....	4,5 × 4=18.

Les volumes de chlore et d'azote, selon l'expérience ci-dessus, sont :

Azote.....	19.
Chlore.....	81.

Si nous supposons, comme cela est très-probable, que la totalité de l'azote n'avait pas été obtenue, nous pouvons établir les volumes ainsi qu'il suit :

Azote.....	20.
Chlore.....	80.

Ce qui rendrait le chlorure d'azote composé exactement d'un atôme d'azote et de quatre atômes de chlore.

Iodure d'azote.

IV. L'azote peut se combiner avec l'iode. Cette combinaison, dont la découverte est due à Courtois, et à laquelle on a donné le nom d'*iodure d'azote*, peut s'obtenir de la manière suivante.

On met de l'iode en poudre dans une dissolution aqueuse d'ammoniaque. L'iode y est converti, par degrés, en une matière d'un noir brunâtre, qui est l'*iodure d'azote*.

Propriétés.

L'iodure d'azote exposé à l'air s'évapore graduellement sans laisser aucun résidu. Il détonne avec une grande violence dès qu'on le touche, ou lorsqu'il est chauffé. Si on le fait détonner dans un vaisseau de verre vidé d'air, on n'a pour produits que du gaz azote et de l'iode *. Il est donc évident qu'il est composé de ces deux substances. On a essayé, mais sans y avoir

* Davy, *Phil. Trans.* 1814, p. 86.

complètement réussi, de déterminer les proportions des principes constituans de l'iodure d'azote. Gay-Lussac calcule [1], d'après la théorie, que c'est un composé d'un atôme d'azote et de trois atômes d'iode, ou en poids, de

Azote..... 1,75.
Iode..... 15,625 × 3=46,875.

Mais cette évaluation théorique repose sur une base tout-à-fait incertaine; puisque, par le fait même que le chlorure d'azote est un composé de 1 atôme azote + 4 atômes chlore, on voit qu'on ne peut pas établir, comme loi générale, que l'azote se combine avec les autres corps dans la proportion de un à trois atômes.

Essais pour la décomposition de l'azote.

On a fait différentes tentatives pour décomposer l'azote, et le réduire à de plus simples élémens; mais jusqu'à présent, elles ont été sans succès. Berzélius s'est efforcé de démontrer, par des considérations ingénieuses, que l'azote est un composé d'oxigène et d'une substance inconnue à laquelle il a donné le nom de *nitricum* [2]; mais sa manière de voir à ce sujet et ses raisonnemens ne peuvent être admis, puisque ce chimiste se fonde sur une loi supposée [3], que depuis on a reconnu n'être pas la même dans beaucoup de cas. M. Miers publia les expériences très-intéressantes, qu'il avait faites dans le même objet de recherches; et d'après ces expériences, l'azote est un composé d'oxigène et d'hydrogène [4]. Mais il faudrait que ces expériences fussent répétées avec plus d'exactitude, et sur une plus grande échelle, avant qu'on puisse se hasarder à en tirer aucunes conséquences. Il a été fait une troisième suite d'expériences sur un amalgame produit, en soumettant à l'action du galvanisme, du mercure en contact avec un sel ammoniacal humecté. Je décrirai ces expériences dans une partie subséquente de cet ouvrage. Je fus porté d'abord à considérer, d'après elles, l'azote comme étant un composé; mais en y réfléchissant avec plus d'attention, je pense qu'il serait prématuré d'en déduire, dès-à-présent, une semblable conséquence. Ainsi, sur le tout, nous

[1] Ann. de Chim. XCI, 30.
[2] Annals of Philosophy. II, 278
[3] Savoir, que dans tous les sels neutres, l'oxigène, dans l'acide, est un multiple du nombre indiquant la quantité d'oxigène dans la base.
[4] Annals of Philosophy. III, 364, et IV, 180, 260.

n'avons point encore obtenu de preuves suffisantes que l'azote soit un composé, et nous devons continuer de le classer parmi les corps simples.

CHAPITRE III.

Des Combustibles simples.

PAR la dénomination de *combustible*, on entend désigner toute substance, qui a la propriété de s'unir avec les soutiens de combustion, et de produire lumière et chaleur toutes les fois que cette union s'opère avec rapidité. Nous connaissons actuellement 43 de ces substances. Il n'est pas d'une grande importance de les réduire en genres distincts. La méthode actuelle de confondre chaque chose sous le nom de métal, a introduit beaucoup d'embarras dans la science. Je considère comme plus convenable de classer ces substances dans les trois genres suivans, savoir :

Arrangement. I. Corps formant des *acides* en s'unissant avec les soutiens de combustion ou avec l'hydrogène. Les substances qui appartiennent à ce genre, sont * :

1. L'hydrogène. 3. Le bore. 5. Le phosphore. 7. L'arsenic.
2. Le carbone. 4. Le silicium. 6. Le soufre. 8. Le tellure.

Tous ces corps, l'arsenic et le tellure exceptés, ont été classés séparément des métaux, sous la dénomination de *combustibles simples*.

II. Les corps formant des *alkalis* ou *bases* capables de constituer avec les acides des sels neutres, en s'unissant avec les soutiens de combustion. Ces corps, au nombre de 29, sont tous des métaux, et peuvent être rangés en cinq familles ou groupes.

1ère. FAMILLE.

1. Potassium.	3. Calcium.	5. Strontium.
2. Sodium.	4. Barium.	6. Magnésium.

* Je classe également parmi ces corps et par analogie, l'*osmium*. On ne l'a pas encore assez examiné pour qu'il nous soit possible de décider où il doit être placé.

II.e FAMILLE.

1. Yttrium.
2. Glucinium.
3. Aluminium.
4. Zirconium.
5. Thorinium.

III.e FAMILLE.

1. Fer.
2. Nickel.
3. Cobalt.
4. Manganèse.
5. Cerium.
6. Uranium.

IV.e FAMILLE.

1. Zinc.
2. Plomb.
3. Etain.
4. Cuivre.
5. Bismuth.
6. Mercure.
7. Argent.

V.e FAMILLE.

1. Or.
2. Platine.
3. Palladium.
4. Rhodium.
5. Iridium.

III. Les corps, qui par leur union avec les soutiens de combustion, produisent des acides imparfaits, ou des substances intermédiaires entre les acides et les alkalis.

Ces corps, au nombre de six, appartiennent tous à la classe des métaux :

1. Antimoine.
2. Chrome.
3. Molybdène.
4. Tungstène.
5. Columbium ou tantalium.
6. Titane.

La description de ces différens corps sera l'objet des sections qui vont suivre.

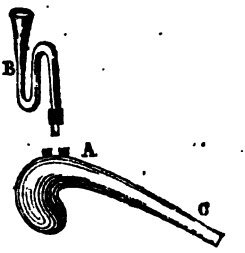
GENRE I. COMBUSTIBLES ACIDIFIABLES.

Chacun de ces combustibles, excepté le premier, peut être à l'état solide; mais tous deviennent gazeux par leur union, soit avec l'hydrogène, soit avec un soutien de combustion.

SECTION PREMIÈRE.

De l'Hydrogène.

L'hydrogène, ce premier des combustibles simples, peut s'obtenir de la manière suivante : Préparation.



Mettez dans une cornue, ayant une ouverture A à sa partie supérieure, et qu'on appelle en chimie *cornue tubulée*, une partie de limaille de fer; fermez ensuite bien exactement, et de manière à ne laisser aucun passage à l'air, la tubulure A, avec un bouchon de liége préalablement percé du trou rond destiné à recevoir un entonnoir recourbé B; plongez le bec de la cornue C sous l'eau, et versez dans l'entonnoir deux parties d'acide sulfurique étendu de quatre fois son volume d'eau : il se manifeste à l'instant une très-vive *effervescence*, et des bulles d'air sortent en grande quantité du bec de la cornue. On en laisse ainsi se dégager jusqu'à ce qu'on ait pu juger que l'air de la cornue a été déplacé par celui nouvellement produit. On renverse alors une cloche pleine d'eau sur la tablette de l'appareil pneumatique au-dessus du bec de la cornue : les bulles y arrivent aussitôt en abondance, et la cloche est promptement remplie. Le gaz ainsi obtenu est le *gaz hydrogène*. Il avait été nommé autrefois, par quelques chimistes, *air inflammable* et *air phlogistiqué*. On peut aussi se procurer ce gaz en grande quantité, et très-pur, en faisant passer de l'eau en vapeur à travers un tube de fer rougi au feu.

Découverte.

Ce gaz, qui se dégage quelquefois en quantités considérables de la surface de la terre dans les mines, avait accidentellement attiré l'attention d'observateurs. [1] Mayow [2], Boyle et Hales [3] s'en procurèrent en quantités considérables, et ils remarquèrent quelques-unes de ses propriétés mécaniques. Sa combustibilité ne fut reconnue qu'au commencement du 18.e siècle. Elle fut alors souvent présentée comme un objet de curiosité [4]; mais c'est bien réellement à Cavendish, qui l'examina le premier, qui s'assura du

---

[1] Voyez un exemple cité dans les *Phil. Trans. Abr.* I, 160.
[2] Traité V, p. 163.
[3] Shaw's Boyle. III, 21.
[4] *Cramer's Elementa Docimasia.* I, 45. Cet ouvrage fut publié en 1739. Wasserberg raconte l'histoire d'une explosion occasionnée par accident, qui frappa de terreur l'opérateur ou professeur Jacquin. *Wasserberg's Institutiones Chemiæ.* I, 184.

plus grand nombre de ses propriétés [1], et de sa différence avec l'air atmosphérique, qu'on doit attribuer la découverte de ce gaz, sur la nature duquel Priestley, Schéele, Scheele et Volta ont fait depuis des recherches plus étendues.

Propriétés.

1. Le gaz hydrogène est, ainsi que l'air, invisible, élastique, susceptible indéfiniment de compression et de dilatation. Celui qu'on obtient, par l'action de l'acide sulfurique sur la limaille de fer, a une odeur désagréable, analogue à celle que produit le frottement de deux cailloux l'un contre l'autre. Cette odeur semble provenir de quelque corps étranger tenu en dissolution par le gaz; car l'hydrogène, qu'on produit, en faisant passer de la vapeur d'eau à travers des tubes de fer chauffés au rouge, est inodore.

Son poids.

2. L'hydrogène est le plus léger des corps gazeux connus jusqu'à présent. Sa pesanteur spécifique est 0,07321 ainsi que l'ont établi Biot et Arago [2]. Le docteur Prout a fait voir, que d'après la pesanteur spécifique du gaz ammoniacal, composé de trois volumes d'hydrogène et d'un volume d'azote, condensés en deux volumes, la pesanteur spécifique du gaz hydrogène doit être 0,0694 [3]. Suivant cette évaluation, un décimètre cube de gaz hydrogène, à la température de 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pèse 0^{gr},0835.

Action sur les combustibles.

3. Toutes les substances, qui brûlent, s'éteignent aussitôt en les plongeant dans le gaz hydrogène. Il est, par conséquent, incapable d'entretenir la combustion.

Sur les animaux.

4. Les animaux qu'on force de le respirer meurent promptement; et cette mort de l'animal n'est occasionnée que parce qu'il est privé d'oxigène. Il se trouve dans le même cas que si on l'avait plongé sous l'eau.

N'est pas absorbé par l'eau.

5. Le gaz hydrogène n'est pas sensiblement absorbé par l'eau, lors même qu'on le laisse pendant quelque temps en contact avec ce liquide. Lorsque l'eau a été préalablement dépouillée, par l'ébullition, de tout l'air qu'elle contenait, un décimètre cube de cette eau, à la température de 16° cent., absorbe environ 15 centimètres cubes de gaz hydrogène [4].

[1] Phil. Trans. 1806, vol. LVI, p. 141.
[2] Mém. de l'Instit. 1806, p. 320.
[3] Annals of Philosophy. VI, 321.
[4] Henry, *Phil. Trans.* 1803, p. 274.

Suivant Saussure, l'eau absorbe 4,6 pour cent. de gaz hydrogène, et l'alcool, 5,1 pour cent [1].

Combustible.

II. Si l'on présente une bougie allumée à l'orifice d'une fiole remplie de gaz hydrogène, il s'enflamme aussitôt et brûle jusqu'à ce qu'il soit entièrement consumé. Si le gaz hydrogène est pur, la flamme est d'une couleur blanche-jaunâtre; mais s'il tient quelque substance en dissolution, ce qui arrive souvent, la flamme aura, suivant la nature de cette substance, des teintes différentes, et le plus ordinairement celle rougeâtre. On peut encore enflammer le gaz hydrogène avec un fer rouge: il résulte de mes expériences à ce sujet, que son inflammation a lieu à une température d'environ 538 degrés du thermomètre centigrade.

Fait explosion avec le gaz oxigène, et forme l'eau.

Si l'on mêle ensemble, dans leur état de pureté, du gaz oxigène et du gaz hydrogène, ces gaz ne sont point altérés par leur mélange; mais si on les met en contact avec une bougie allumée, ou qu'on les fasse traverser par l'étincelle électrique, ils brûlent avec une étonnante rapidité, et il se produit une explosion violente. Schéele reconnut le premier, qu'en mêlant ces deux gaz ensemble, dans la proportion d'une partie, en volume, de gaz oxigène, et de deux parties de gaz hydrogène, ils brûlaient avec explosion sur l'eau, sans laisser aucun résidu visible; et lorsqu'ils étaient l'un et l'autre bien purs, le vase qui les contenait était complètement rempli d'eau [2]; mais Schéele ne fut pas alors à même, faute d'appareils convenables, d'examiner et d'apprécier les résultats d'une expérience aussi importante. Cavendish la répéta dans des vaisseaux de verre bien secs, avec l'exactitude et la sagacité qui caractérisent les travaux de ce savant, et il s'assura, qu'après la combustion, il se déposait toujours, dans ces vaisseaux, une quantité d'eau égale, en poids, aux deux gaz qui avaient disparu. Il en conclut que les deux gaz avaient formé cette eau par leur combinaison, et cette conclusion fut amplement confirmée depuis par les expériences de Lavoisier et de ses collaborateurs. Il fut alors ainsi reconnu, que l'eau est un composé d'oxigène et d'hydrogène unis dans la proportion d'un volume d'oxigène et de deux volumes d'hydrogène.

[1] Annals of Philosophy. VI, 340.

[2] Scheele, *on Air and Fire*, p. 57; Crell's Annals. III, 101. Traduction anglaise.

Mais la pesanteur spécifique du gaz oxigène est 1,111, et celle du gaz hydrogène 0,0694; de manière que le gaz oxigène est 16 fois plus pesant que le gaz hydrogène. L'eau est donc composée en poids de

Oxigène.....	8.....	1.
Hydrogène.....	1.....	0,125.

Si nous supposons donc que l'eau est formée d'un atôme d'oxigène et d'un atôme d'hydrogène, et qu'on représente le poids d'un atôme d'oxigène par 1, le poids d'un atôme d'hydrogène sera 0,125.

Si l'on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de 100 mesures d'air et de 42 mesures de gaz hydrogène, il y a détonation, et il reste 79 volumes d'un gaz, qui est le gaz azote pur. Cette expérience nous prouve que l'air est un composé de 21 oxigène et 79 azote; car, les 42 mesures d'hydrogène exigent précisément 21 mesures d'oxigène pour être converties en eau. On a souvent recours à cette expérience pour reconnaître la pureté du gaz hydrogène. On fait un mélange d'une quantité quelconque de gaz hydrogène et de son volume égal d'oxigène, et en allumant le mélange par l'étincelle électrique, on observe la diminution de volume qui a lieu : le gaz hydrogène entre pour les deux tiers dans cette diminution. Si, par exemple, on enflamme, par l'électricité, un mélange de 20 mesures d'hydrogène et de 20 mesures d'oxigène, et que le résidu après la combustion soit de 10 mesures, la diminution du nombre total des mesures aura été de 30, dont les deux tiers, ou 20 mesures, étaient du gaz hydrogène. Ainsi, dans ce cas, le gaz hydrogène examiné serait considéré comme pur.

III. L'hydrogène a la propriété de se combiner avec le chlore, et cette combinaison produit le composé connu sous le nom d'*acide hydrochlorique*. Acide hydrochlorique

Si l'on expose aux rayons du soleil un tube de verre contenant un mélange de volumes égaux de chlore et d'hydrogène, il y a explosion. Ce fait intéressant fut observé, pour la première fois, par Gay-Lussac et Thénard *.

* Recherches physico-chimiques. II, 129. La découverte fut également faite par Dalton, qui m'en fit part dans une lettre qu'il m'écri-

Si, après s'être procuré deux vaisseaux de verre d'une égale capacité, comme un ballon et un flacon, et les avoir préparés de manière qu'ils s'adaptent parfaitement l'un à l'autre, on remplit l'un de ces vaisseaux, le flacon, par exemple, de gaz chlore sec, et le ballon de gaz hydrogène, et que les ayant ajustés l'un dans l'autre, on les expose ainsi, non pas au soleil, mais à la lumière du jour, la couleur jaune disparaît peu-à-peu, et au bout de quelques jours le mélange gazeux devient incolore. En examinant alors le gaz contenu dans les vaisseaux, on trouvera que c'est du gaz acide hydrochlorique pur, et que son volume est égal à celui des deux gaz introduits dans les vaisseaux *; il s'ensuit donc que le gaz acide hydrochlorique est un composé de chlore et d'hydrogène. Les expériences, qui ont conduit à cette conclusion, furent faites en premier lieu par Gay-Lussac et Thénard. Mais la conséquence en fut d'abord déduite par Humphry-Davy, qui fit ainsi revivre l'opinion originale de Scheele, à qui l'on peut attribuer la découverte du chlore.

L'*acide muriatique*, nommé par Gay-Lussac, *acide hydrochlorique*, est un corps gazeux invisible et élastique comme l'air, d'une odeur particulière, et ayant une saveur très-acide. L'eau absorbe ce gaz avec tant d'avidité, qu'il ne peut être conservé que sur le mercure. Aucun corps combustible ne peut y brûler, et il détruit la vie instantanément, lorsqu'on essaie de le respirer. Il ne peut arriver jusqu'aux poumons, la glotte se fermant avec spasme, dès qu'elle est en contact avec ce gaz.

La pesanteur spécifique du gaz hydrochlorique est le terme moyen de celle du chlore et de l'hydrogène, ou 1,1847; d'où il suit qu'un décimètre cube du gaz pèse 1gr,550. Les parties constituantes du gaz hydrochlorique sont donc,

Hydrogène	0,125	1
Chlore	4,5	36

vit avant la publication du fait ci-dessus cité, reconnu par Gay-Lussac et Thénard.

Ces deux chimistes recommandent de n'exposer le tube de verre, qui contient le mélange des deux gaz, à la lumière directe du soleil, qu'après l'avoir tenu pendant deux ou trois jours à la lumière diffuse. Cette précaution est indispensable pour que l'expérience réussisse, et pour diminuer l'effet de la détonation, qui serait terrible.

(*Note du Traducteur.*)

* Recherches physico-chimiques. II, p. 128.

IV. L'hydrogène se combine avec l'iode, et cette combinaison produit le composé, qui a reçu le nom d'*acide hydriodique*. Il paraît que cet acide fut découvert par Clément; mais ce sont Gay-Lussac et Davy qui en examinèrent les premiers la nature et les propriétés [1]. Acide hydriodique.

On peut obtenir ce composé, en chauffant dans une petite cornue de verre, un mélange de quatre parties d'iode et d'une partie de phosphore, humecté avec un peu d'eau [2]. Il y a dégagement d'un gaz qu'il faut recueillir sur le mercure: ce gaz est l'acide hydriodique.

L'acide hydriodique, à l'état de gaz, est incolore et élastique comme l'air: son odeur ressemble à celle du gaz hydrochlorique, et sa saveur est très-acide. Sa pesanteur spécifique est, d'après les expériences de Gay-Lussac, de 4,443 [3], et elle devrait être réellement 4,3749, terme moyen entre la pesanteur spécifique de la vapeur d'iode et du gaz hydrogène. Ainsi, à la température de 16° centigr., et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube d'acide hydriodique pèse 5gr,270.

Le gaz acide hydriodique mis en contact avec le mercure est promptement décomposé. Le mercure se combine avec l'iode; il se forme un iodure, et il se dégage une quantité de gaz hydrogène exactement égale à la moitié du volume du gaz acide hydriodique. Ce dernier gaz est également décomposé par le chlore. Son hydrogène forme avec le chlore de l'acide hydrochlorique, et l'iode se dégage en une belle vapeur pourpre. Ces expériences ne laissent aucun doute sur la composition de l'acide hydriodique. Elle consiste dans un volume de vapeur d'iode uni à un volume de gaz hydrogène, sans aucun changement de volume. Cet acide est donc composé en poids de

Iode.	8,6804. . . .	16,625
Hydrogène. . .	0,0694. . . .	0,125

Ce qui prouve qu'il est composé d'un atôme d'iode uni à un atôme d'hydrogène.

L'acide hydriodique est rapidement absorbé par l'eau. Si on chauffe ce liquide, tant que la température est inférieure

[1] Phil Trans. 1814, p. 74.

[2] Suivant Gay-Lussac, les proportions du mélange sont une partie de phosphore, avec huit parties d'iode. (*Note du Traducteur.*)

[3] Ann. de Chim. XCI, 9.

à 128° centigr., il n'y a que de l'eau qui s'évapore, et l'acide devient concentré. Sa pesanteur spécifique peut être augmentée ainsi de 1,7. A la température de 128° centigrades, l'acide commence à bouillir, et il peut être distillé. Il dissout facilement l'iode, et prend alors une couleur plus foncée. Il se colore aussi davantage par son exposition à l'air, étant en partie décomposé.

V. Le gaz hydrogène a la propriété de se combiner avec le fluor, et de former ainsi un acide très-puissant, connu sous le nom d'*acide fluorique*.

Acide fluorique.

Gay-Lussac et Thénard firent connaître les premiers, aux chimistes, cet acide à l'état de pureté *. On l'obtient en distillant, dans une cornue de plomb ou d'argent, un mélange de fluate de chaux très-pur et d'acide sulfurique concentré, et en recueillant le produit de la distillation dans un récipient également de plomb ou d'argent, s'ajustant à frottement avec la cornue.

L'acide fluorique est un liquide incolore, d'une pesanteur spécifique de 1,0609. Exposé à l'air, il répand de fortes vapeurs. Il agit avec une prodigieuse énergie sur la peau. La plus petite goutte y occasionne des ulcères. Nous ne connaissons pas les proportions des parties constituantes de cet acide; mais, si nous pouvons conclure par analogie, qu'il est un composé d'un atôme d'hydrogène et d'un atôme de fluor, ses proportions seront 1 d'hydrogène et 16 de fluor. Car un atôme de fluor semble peser deux. D'après cela, l'acide fluorique serait composé de

Hydrogène.	0,125.	1
Fluor.	2,000.	16

L'affinité de l'hydrogène pour les soutiens de combustion peut être rangée dans l'ordre qui suit :

Hydrogène.
Oxigène.
Chlore.
Iode.

L'oxigène sépare l'hydrogène du chlore et de l'iode, et le chlore le sépare de l'iode.

* Recherches physico-chimiques. II, 2.

VI. L'hydrogène peut se combiner avec l'azote, et son union avec ce principe, produit la substance gazeuse qu'on a distinguée par le nom d'*ammoniaque*.

Ammoniaque.

Quoique nous ignorions quel a pu être l'auteur de la découverte de cette substance, qui n'était pas connue des anciens, on peut cependant, avec quelque vraisemblance, l'attribuer aux chimistes Arabes. La distillation des substances animales fournit, entr'autres produits, une substance blanche d'une odeur particulière, forte et piquante, à laquelle on donna les noms de *hartshorn* et d'*alkali volatil*. Ce sel est un composé d'*ammoniaque* et d'une autre substance gazeuse appelée *acide carbonique*. La manière de l'obtenir est décrite par Basile Valentin. Si l'on chauffe à la lampe, dans une fiole, un mélange de ce sel, ou de *sel ammoniac*, avec deux fois son poids de chaux vive, il y aura dégagement d'un gaz, qu'il faut recueillir sur le mercure, et qui est le gaz ammoniacal.

Ce fut Priestley qui découvrit ce gaz. Schéele en reconnut le premier la composition, que les expériences de Berthollet établirent plus exactement; et depuis, les proportions des parties constituantes de ce gaz ont été rigoureusement déterminées, par les résultats des expériences subséquentes de Henry, A. Berthollet et Davy.

Le gaz ammoniacal est transparent et incolore; il a les propriétés mécaniques de l'air. Son odeur est très-piquante, quoiqu'elle ne soit pas désagréable, lorsque le gaz est suffisamment étendu. Sa saveur est âcre et caustique, et s'il en arrive dans la bouche, il corrode la peau. Les animaux, plongés dans ce gaz, ne peuvent le respirer sans perdre la vie. Lorsqu'il est mêlé avec le gaz oxigène, et qu'on enflamme ce mélange par l'étincelle électrique, il y a détonation, ainsi que le docteur Henry le reconnut le premier. Il verdit les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est 0,590, et par conséquent, à la température de 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de ce gaz pèse $0^{gr},710$. L'eau absorbe 780 fois son volume de ce gaz, et il est converti en ammoniaque liquide, substance dont on fait un grand emploi dans les expériences de chimie. Lorsque ce liquide est chauffé à 55° centigr., l'ammoniaque s'en sépare sous la forme de gaz.

Si l'on soumet le gaz ammoniacal à l'action, long-temps prolongée, de l'électricité, son volume est doublé, et il est complètement décomposé. Le nouveau gaz produit consiste dans un mélange de trois volumes de gaz hydrogène et d'un volume de gaz azote. Il est évident, d'après ce fait, que l'ammoniaque est un composé de trois volumes d'hydrogène et d'un volume d'azote, condensés en deux volumes, et par conséquent ses parties constituantes sont :

Hydrogène. . .	0,1947. . .	0,125 × 3	1
Azote.	0,9722. . .	1,75. . .	4,66

On voit donc ainsi que l'ammoniaque est un composé de trois atômes d'hydrogène et d'un atôme d'azote, et que le poids d'un atôme de cette substance est 2,125.

SECTION II.

Du Carbone.

Méthode de préparation du charbon.

Si l'on met un morceau de bois dans un creuset bien recouvert de sable, et maintenu pendant quelque temps à une chaleur rouge, ce bois est converti en une substance noire, brillante, cassante, inodore, insipide, connue sous le nom de *charbon de bois*. Les propriétés de cette substance sont à-peu-près les mêmes, quelle que soit l'espèce de bois d'où elle provient, si, pour l'obtenir, on a pris les précautions convenables, en exposant, pendant une heure au moins, le creuset bien clos à un feu de forge [1].

Propriétés.

1. Le charbon est insoluble dans l'eau. Lorsqu'il est bien dépouillé d'air et d'humidité, il n'éprouve d'autre changement par la chaleur la plus forte, si ce n'est qu'il devient beaucoup plus dur et plus brillant. C'est un excellent conducteur de l'électricité [2]. Il est beaucoup moins susceptible de pourrir que le bois, et se conserve par conséquent plus long-temps. C'est à raison de cette propriété bien connue, que les anciens avaient adopté l'usage de *charbonner* le con-

[1] Si l'on néglige cette précaution, les propriétés du charbon diffèrent considérablement.

[2] Cette propriété fut bien connue des anciens chimistes. Hoffman, *Observationes physico-chymicæ selectiores*. P. 298.

tour des pieux qu'on enfonçait dans la terre et dans l'eau, afin d'empêcher ainsi le bois de se gâter. On se sert efficacement du charbon, nouvellement fait, pour enlever aux toiles ou aux draps l'odeur désagréable qu'ils auraient pu contracter. En faisant bouillir du charbon avec de la viande qui commence à se corrompre, il lui ôte son goût de putréfaction. Le charbon, réduit en poudre, est peut-être le meilleur dentrifice connu. M. Lowitz de Pétersbourg s'est assuré, qu'on pouvait l'employer avec avantage pour la purification d'un grand nombre de substances [1].

Lorsqu'on mêle de l'eau putréfiée à la mer avec le neuvième de son poids de poudre de charbon, on la rend parfaitement fraîche; le même effet serait produit avec une quantité de poussière de charbon beaucoup plus petite, en ayant la précaution d'ajouter préalablement un peu d'acide sulfurique à l'eau. Si les tonneaux, qui doivent contenir l'eau, étaient charbonnés avant de les emplir de ce liquide, il s'y conserverait sans altération pendant des années; on ne devrait jamais négliger cette précaution pour des voyages de mer de long cours. On devrait avoir soin aussi de charbonner la surface intérieure des tonneaux à mettre le vin: il a été reconnu que le vin acquiert par ce procédé une qualité supérieure [2].

2. Le charbon nouvellement fait est très-avide d'humidité. MM. Allen et Pepys ont trouvé, que lorsqu'il reste pendant un jour exposé à l'air, son poids augmente d'environ 12,50 pour cent. La plus grande partie de cet accroissement de poids est due à l'humidité, qu'il rend en abondance lorsqu'on le plonge, chauffé à plus de 100° centigrades, sous le mercure [3].

3. Lorsque le charbon a été dépouillé, soit par la chaleur, soit dans le vide de Boyle, de tout l'air qu'il pouvait contenir, il a la propriété d'absorber une certaine quantité de tout corps gazeux dans lequel il peut se trouver placé. La Méthérie fit, il y a longues années, quelques expériences sur ce sujet [4]. Absorbe les gaz.

---

[1] *Voyez* Upon the propriety of charcoal the experiments of Lowitz; Crell's Annals, II, 163. Traduct. angl. de Kels, III, 270.

[2] Berthollet, *Ann. de Chim.* LIX, 96; et XCIII, 150.

[3] Allen et Pepys, on the quantity of carbon in carbonic acid. Phil. Trans. 1807.

[4] Journ. de Physique. XXX, 309.

Le comte Morozzo observa beaucoup de faits intéressans sur les quantités de différens gaz absorbés par le charbon [1]. Ces expériences furent variées et poussées encore plus loin par MM. Rouppe et Van-Noorden de Rotterdam [2]. Mais Théodore de Saussure est celui qui a fait la suite la plus satisfaisante et la plus complète d'expériences sur l'absorption des gaz par le charbon [3]. Son procédé consistait à faire chauffer au rouge le morceau de charbon qu'il soumettait à l'expérience, à le plonger, dans cet état, sous le mercure; et à l'introduire, lorsqu'il était froid, dans le gaz à examiner. Il ne fit tous ses essais que sur du charbon de buis. On trouvera, dans la table ci-dessous, quels furent les volumes des différens gaz absorbés par un volume du charbon considéré comme l'unité :

	Volumes.
Gaz ammoniacal	90.
Acide hydrochlorique	85.
Acide sulfureux	65.
Acide hydrosulfurique	55.
Oxide nitreux	40.
Acide carbonique	35.
Gaz oléfiant, ou hydrogène percarburé	35.
Oxide de carbone	9,42.
Oxigène	9,25.
Azote	7,5.
Hydrogène oxicarburé [4]	5,»
Hydrogène	1,75.

L'absorption de tous ces gaz avait complètement lieu au bout de vingt-quatre heures, et elle n'augmentait pas, lorsqu'on laissait plus long-temps le charbon en contact avec le gaz. Il est clair, d'après les expériences de Saussure, que cette absorption des gaz par le charbon est analogue à l'attraction capillaire des liquides par de très-petits tubes.

Lorsque le charbon, déjà saturé d'un gaz, est placé dans un autre gaz, il laisse échapper une portion du gaz précé-

[1] Journ. de Physiq. 1783, p. 376. Nicholson's journal. IX, 255; et X, 12.
[2] Ann. de Chim. XXXII, 3.
[3] Annals of Philosophy, VI, 241 et 331.
[4] Gaz retiré du charbon humide, de la pesanteur spécifique de 0,3326.

lemment absorbé, et il absorbe une portion du nouveau gaz; les proportions varient en raison de la faculté d'absorption des deux gaz par le charbon.

4. On rencontre, *native*, dans différentes contrées du globe, une substance qui a principalement les propriétés du charbon. Cette substance est connue sous le nom de *plombagine, graphite, plomb noir*. On l'employe pour faire des crayons, des creusets, et pour donner du lustre à la surface des ustensiles de fonte de fer. On s'en sert aussi pour l'interposer entre les surfaces qui se touchent à frottement, afin d'en diminuer l'effet. Plombagine.

C'est dans la mine célèbre de Barrowdale, dans le comté de Cumberland, que se trouve la plombagine de la meilleure qualité. L'exploitation de cette mine date du règne d'Elisabeth, et elle passe pour être la seule qui fournisse la plombagine à l'état de pureté convenable pour les crayons. Il existait des crayons de plombagine dès 1565, et Conrade Gesner en fait mention dans son ouvrage sur les fossiles, publié dans ladite année. Mais ce fut Schéele, qui fit connaître le premier, par le détail de ses *expériences sur la plombagine*, publiées dans les *Mémoires de l'académie de Stokholm*, pour 1779, la nature de cette substance. Cependant le docteur Lewis avait fait, auparavant, de grands pas vers les résultats qui furent obtenus depuis par Schéele *.

La plombagine est un minéral de couleur gris d'acier foncé avec éclat métallique. Il est doux et onctueux au toucher. Il laisse sur le papier une trace de couleur foncée; il est conducteur de l'électricité. En le tenant chauffé au rouge, il se dissipe par degrés à l'air, et il brûle avec un grand éclat dans le nitrate de potasse chauffé au rouge.

5. Le *diamant* est une autre substance qui a beaucoup des propriétés du charbon, quoique, dans d'autres, elle en diffère. C'est la plus dure et la plus belle de toutes les pierres précieuses. Jusqu'à présent, on ne l'a trouvé que dans l'Inde et au Brésil. Il est toujours à l'état de cristaux, ordinairement de petite dimension. La figure de ces cristaux est l'octaèdre; mais les faces sont ordinairement curvilignes, et l'espèce de diamant la plus commune est celle à 48 facettes curvilignes, dont l'ensemble forme une figure qui se rapproche d'une Diamant.

* Philosophical commerce of the arts, p. 326.

sphère. La pesanteur spécifique du diamant est 3,5. Il n'est pas conducteur de l'électricité.

Combustible. On a cru pendant long-temps que le diamant était incombustible, parce qu'il résistait à l'action de la plus forte chaleur. Cependant Isaac Newton, ayant eu lieu de remarquer, qu'en général les corps combustibles sont ceux qui réfractent le plus puissamment la lumière, et que le diamant jouissait de cette propriété à un haut degré, il présuma, par cette seule circonstance, qu'il était capable de combustion. Cette singulière conjecture fut vérifiée en 1694, par l'académie de Florence. Il y fut consumé, en présence de Cosme III, grand-duc de Toscane, plusieurs diamans, par le moyen d'une lentille; et François I.er, empereur d'Allemagne, fut, depuis, témoin de la destruction d'un beaucoup plus grand nombre de diamans, par la chaleur d'un fourneau de fusion [1]. Ces expériences ayant été répétées par Darcet, Rouelle, Macquer, Cadet et Lavoisier, il fut prouvé qu'elles donnaient lieu, non à une simple évaporation du diamant, mais bien à sa combustion réelle, et que si elles se faisaient sans le concours de l'air, le diamant n'éprouvait aucune espèce de changement [2].

Lavoisier ayant continué ces expériences avec sa précision ordinaire, il s'assura, en brûlant, par le moyen de fortes lentilles, des diamans dans des vaisseaux fermés, que pendant leur combustion, il se formait du gaz acide carbonique, et qu'il existait, sous ce rapport et sous celui de l'affinité, une analogie frappante entre le diamant et le charbon, lorsqu'ils étaient chauffés l'un et l'autre dans des vaisseaux fermés [3].

Le diamant n'exige pas pour sa combustion une très-haute température. Georges Mackensie assure en avoir fait brûler dans une moufle [4] chauffée à la température de 14° du pyromètre de Wedgewood, inférieure de beaucoup à celle qui est nécessaire pour fondre l'argent [5].

---

[1] Das Neueste aus der enmuthigen gelehrsamkeit. Aus das Jahr, 1751, S. 540.

[2] Mém. par. 1768, 1770, 1771, 1772.

[3] Opuscules de Lavoisier. II. Dictionnaire de Macquer. I, 337.

[4] On appelle *moufle*, une espèce de petit four de terre cuite, ouvert à l'une de ses extrémités, et disposé dans un fourneau.

[5] Nicholson's Quarto Jour. IV, 104.

Lorsque le diamant est chauffé à cette température, il paraît se gonfler; il brûle environné d'une auréole lumineuse, et se dissipe d'une manière sensible. Sa surface se recouvre souvent aussi d'une poussière charbonneuse, et principalement, lorsque sa combustion s'opère, par des lentilles, à vaisseaux clos [1].

Converti en acide carbonique.

Guyton-Morveau trouva, en 1785, que la combustion du diamant avait lieu en le plongeant dans du nitre en fusion; qu'il brûle sans laisser aucun résidu, et d'une manière analogue à celle du charbon [2]. M. Smithson-Tennant répéta cette expérience en 1797. Il mit environ 8 grammes de nitre et 0,162 grammes de diamant dans un tube d'or, qu'il maintint chauffé au rouge pendant une demi-heure. Le diamant fut consumé par l'oxigène dégagé du nitre à ce degré de chaleur. On absorba, par la chaux, l'acide carbonique formé, qu'on en sépara ensuite pour en connaître la quantité. Il occupait le volume de 320 grammes d'eau, dans une expérience, et de 314 dans l'autre; le terme moyen est égal à 317 centimètres cubes d'acide carbonique, qu'on a reconnu peser environ 0,583 gramm.; mais, d'après les expériences de Lavoisier, 0,583 grammes d'acide carbonique contiennent presque exactement 0,162 gramm. de carbone, ce qui représente le poids du diamant [3] employé dans l'expérience. M. Tennant en conclut que le diamant ne consistait qu'en carbone, puisqu'il se convertissait en entier, par la combustion, en gaz acide carbonique.

La proportion de l'acide carbonique formé par la combustion du diamant, étant, d'après l'expérience de Tennant, à très-peu-près la même que celle qui aurait été produite par un poids égal de bon charbon, il doit s'en suivre que le diamant et le charbon consistent exactement l'un et l'autre dans les mêmes principes constituans. Mais lorsque nous considérons les propriétés très-différentes des deux substances, nous devons éprouver une grande répugnance pour admettre cette conclusion.

Les expériences de Lavoisier furent répétées en 1800 par Morveau; mais comme il a reconnu lui-même, depuis, que

[1] Macquer et Lavoisier. *Voy.* Dictionnaire de Macquer.
[2] Encyc. méth chim. I, 742.
[3] Phil. Trans. 1797, p. 123.

ses expériences n'avaient pas été exactes, nous ne devons pas nous occuper des conséquences qu'il avait d'abord cru pouvoir en déduire. L'expérience de la combustion du diamant dans le gaz oxigène fut répétée en 1807, avec toutes les précautions convenables, par MM. Allen et Pepys, et leurs résultats se rapprochent beaucoup de ceux obtenus par M. Tennant[1]. Cette combustion du diamant a été opérée plus récemment encore par Humphry-Davy, et le résultat a été à-peu-près le même[2]; il semble donc démontré que le diamant et le charbon sont composés chacun à-peu-près de la même base.

Combustion du carbone.

II. Lorsque le charbon est chauffé à l'air, à la température d'environ 420° centigrades, il devient rouge de feu, et s'il est pur, il continue de brûler jusqu'à ce qu'il soit entièrement consumé. Mais les propriétés de l'air, dans lequel cette combustion a eu lieu, ont été singulièrement altérées, car il est devenu si nuisible, qu'il occasionne la mort aux animaux qui le respirent. Si l'on place de petits morceaux de charbon très-sec sur un support, dans une cloche de verre remplie de gaz oxigène, sur le mercure, ce charbon pourra être allumé par une lentille et il sera consumé. Le volume du gaz n'est pas sensiblement altéré par cette combustion, mais ses propriétés sont considérablement changées. Une grande partie de ce gaz se trouvera convertie en un gaz nouveau, qui diffère entièrement du gaz oxigène. On reconnaît aisément la présence de ce nouveau gaz, en introduisant de l'eau de chaux dans la cloche; cette eau devient laiteuse, elle absorbe et condense tout le gaz nouvellement formé. Ce gaz ainsi produit a reçu le nom d'*acide carbonique*. Lavoisier s'assura, par une suite d'expériences faites avec beaucoup de soin, que ce gaz est exactement égal en poids au charbon et à l'oxigène, qui ont disparu pendant la combustion; d'où il crut devoir conclure, que l'acide carbonique est un composé de charbon et d'oxigène, et que la combustion du charbon n'est autre chose que sa combinaison avec l'oxigène[3].

Acide carbonique.

2. L'oxigène n'éprouvant aucun changement de volume, lorsqu'il est converti en gaz acide carbonique par le charbon

[1] Phil. Trans. 1807.
[2] *Ibid.* 1814, p. 557.
[3] Mém. par. 1781, p. 448.

qu'on y fait brûler, il est évident qu'on reconnaîtra la quantité du *carbone* contenu dans le gaz acide carbonique, en retranchant la pesanteur spécifique de l'oxigène de celle de l'acide carbonique. Par *carbone*, on entend, la base pure du charbon dépouillé de l'hydrogène et des parties terreuses ou métalliques qu'il contient ordinairement. Or, d'après les expériences de Biot et Arago, la pesanteur spécifique du gaz acide carbonique est 1,5196 [1]; mais nous considérerons ici, comme plus exacte, celle de 1,527, qui s'en rapproche de très-près. La pesanteur spécifique du gaz oxigène est 1,111; donc l'acide carbonique est composé de

Oxigène. . . .	1,111.	1,000. . . .	72,73
Carbone. . . .	0,416. . . .	0,375. . . .	27,27
			100,00

3. Lorsqu'on fait passer du chlore à travers du charbon préalablement poussé au plus violent feu de forge, une portion du chlore est convertie en gaz hydrochlorique ordinaire[2]. Il s'ensuit donc que le charbon, avec quelque soin qu'il ait été préparé, retient encore de l'hydrogène, même après avoir été le plus fortement chauffé. Davy trouva, qu'en brûlant du charbon ou de la plombagine dans du gaz oxigène bien sec, il y avait toujours un dépôt visible d'humidité [3]; il est donc évident qu'il existe aussi de l'hydrogène dans la composition de la plombagine. Dans la combustion du diamant, il ne se forme autre chose que du gaz acide carbonique pur [4].

4. Si l'on chauffe au rouge, dans une cornue de fer, un mélange à parties égales de limaille de fer et de craie, ces substances ayant été desséchées l'une et l'autre autant que possible, il se dégage en grande abondance un gaz, consistant en partie en gaz acide carbonique, et pour le surplus, en une espèce d'air inflammable pesant. Lorsqu'on en sépare l'acide carbonique par l'eau de chaux, on obtient le gaz inflammable à l'état de pureté. Ce fut le docteur Priestley qui se procura le premier ce gaz; mais les ingénieuses expériences

Oxide de carbone.

[1] Mém. de l'Inst. 1806, p. 320.
[2] Gay-Lussac et Thenard, *Recherches physico-chimiques*. II, 98.
[3] Phil. Trans. 1814, p. 565.
[4] Davy, *ibid.*

de Cruikshanks nous en ont fait connaître la composition et les propriétés. Clément et Desormes, Morveau et Berthollet l'examinèrent aussi bientôt après, avec autant de sagacité que de succès. Ces chimistes lui donnèrent le nom de *gaz oxide de carbone*, et Cruikshanks a fait voir que c'est un composé d'oxigène et de carbone.

Le gaz oxide de carbone a les propriétés mécaniques de l'air. Sa pesanteur spécifique est, suivant Cruikshanks, 0,956 : en considérant comme se rapprochant le plus de la vérité, celle de 0,972, il en résultera, qu'un décimètre cube de ce gaz, à la température de 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pese environ 2 gramm.

Le gaz oxide de carbone brûle avec une flamme d'un bleu foncé, ne donnant que peu de lumière. Lorsqu'on le mêle avec le gaz oxigène, et qu'on fait passer l'étincelle électrique à travers le mélange, il détonne. 100 mesures de ce gaz exigent pour leur combustion complète, 50 mesures de gaz oxigène, et le produit est 100 mesures de gaz acide carbonique *. Il s'ensuit que le gaz oxide de carbone contient exactement la moitié du gaz oxigène, qui existe dans un même volume de gaz acide carbonique ; il est donc composé de

Oxigène. . . .	0,553. . .	1,000. . . .	57,14
Carbone. . . .	0,416. . .	0,750. . . .	42,86
			100,00

En comparant les proportions de ces parties constituantes du gaz oxide de carbone avec celles qui forment la composition de l'acide carbonique, on trouvera que les parties constituantes de ces deux corps sont dans les rapports suivans :

	Carbone.	Oxigène.
Oxide de carbone composé de. . .	0,75	+ 1
Acide carbonique.	0,75	+ 2

Ainsi le poids d'un atôme d'oxigène étant 1, celui d'un atôme de carbone sera 0,75, et l'oxide de carbone sera un composé d'un atôme de carbone + un atôme d'oxigène, et l'acide carbonique, d'un atôme de carbone + deux atomes d'oxigène.

* Gay-Lussac, *Mém. d'Arcueil*. II, 218.

III. Il n'y a point de combinaison du carbone avec le chlore ; mais le chlore peut s'unir avec le gaz oxide de carbone, et de cette union résulte un composé gazeux auquel on a donné le nom de *gaz phosgène*. La découverte de ce composé est due au docteur John Davy; et c'est par lui que nous savons tout ce qui est actuellement connu relativement à ses propriétés. *

Gaz phosgène.

Si l'on expose, pendant environ un quart-d'heure, à la lumière du soleil, dans un flacon de verre, vidé d'air et bien sec, un mélange de volumes égaux des gaz chlore et oxide de carbone, après les avoir tenus l'un et l'autre pour les dessécher en contact avec du *chlorure de calcium* fondu, la couleur du chlore disparaît, et le volume du mélange diminue de moitié. Le gaz nouveau, ainsi formé, est le *gaz phosgène*.

Ce gaz est incolore et élastique comme l'air. Il a une odeur forte, qu'on a comparée à celle qui résulterait d'un mélange des odeurs de chlore et d'ammoniaque. L'odeur du gaz phosgène est plus désagréable et plus suffoquante que celle du chlore ; elle affecte les yeux d'une manière particulière, en provoquant les larmes, et en produisant des sensations douloureuses. Ce gaz a les propriétés acides; il rougit les couleurs bleues végétales, et se combine avec le gaz ammoniacal, en neutralisant quatre fois son volume de ce gaz.

L'étain, le zinc, l'antimoine ou l'arsénic, chauffés dans ce gaz, le décomposent en absorbant le chlore et en mettant le gaz oxide de carbone en liberté. L'eau décompose également le gaz phosgène, en le convertissant en acides hydrochlorique et carbonique.

Le gaz phosgène étant un composé de volumes égaux des gaz chlore et oxide de carbone, réduits à la moitié de leur volume primitif, il est évident que sa pesanteur spécifique doit être égale à celle réunie des deux gaz, ou de 3,472; de sorte qu'à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de gaz phosgène pèse environ quatre grammes. Ses parties constituantes sont, en poids :

Chlore.	2,5	4,5
Oxide de carbone. . .	0,972. . . .	1,75

* Phil. Trans. 1812, p. 144.

c'est-à-dire un atome de chlore et un atome d'oxide de carbone. Cette composition peut encore être établie ainsi :

Chlore.	4,5
Oxigène.	1,0
Carbone.	0,75

ou, un atome de carbone uni à un atome de chlore et à un atome d'oxigène; de manière que cette composition est analogue à celle de l'acide carbonique, qui est formé d'un atome de carbone uni à deux atomes d'un soutien de combustion. Mais dans le gaz phosgène, il y a deux soutiens de combustion distincts. L'atome de chlore y remplace un des atomes d'oxigène dans l'acide carbonique. Le nom de *gaz acide chloro-carbonique,* ou *gaz acide chloroxycarbonique* conviendrait mieux à ce composé que celui de *gaz phosgène.* De ces deux dénominations à substituer à celle-ci, je considère la première comme étant encore la mieux appropriée à la désignation du gaz.

IV. On n'a point encore reconnu dans le carbone la propriété de se combiner avec l'iode; mais il serait intéressant de s'assurer si, comme le chlore, l'iode peut s'unir avec le gaz oxide de carbone et former ainsi un *acide iodo-carbonique.* Davy a fait cet essai; mais il n'a pu parvenir à produire aucune combinaison du gaz oxide de carbone avec l'iode [1].

V. On ne sait rien jusqu'à présent relativement à la combinaison du carbone et du fluor.

VI. Le carbone a la propriété de se combiner avec l'azote, et cette combinaison produit un gaz particulier, découvert en
Cyanogène. 1815, par Gay-Lussac, qui lui donna le nom de *cyanogène.* [2] On obtient facilement ce composé nouveau en chauffant, dans une petite cornue, au-dessous de la chaleur rouge du *prussiate de mercure, cyanure de mercure* suivant Gay-Lussac, neutre et parfaitement sec. Le sel noircit, et il se dégage en abondance une substance gazeuse qu'il faut recueillir sur le mercure : ce gaz est le *cyanogène.*

Le cyanogène est un fluide élastique permanent, incolore. Son odeur, tout-à-fait particulière, est extrêmement désagréable; sa pesanteur spécifique, déterminée par Gay-Lussac, est

[1] Phil. Trans. 1814, p. 504.
[2] Ann. de Chim. XCV, 172.

1,8064. Je suis porté à la considérer comme étant plus exactement 1,8042. Dans cette supposition, un décimètre cube de cyanogène, à la température de 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, péserait 2gr,174. Le cyanogène est inflammable, et brûle avec une flamme d'un bleu pourpre. Il peut supporter la chaleur rouge sans se décomposer. L'eau en dissout quatre fois et demi son volume, et l'alcool vingt-trois fois. Ce gaz rougit la teinture de tournesol. Le phosphore, le soufre et l'iode peuvent être volatilisés dans ce gaz, sans en éprouver d'altération. Le potassium brûle dans le gaz cyanogène et l'absorbe. Pour opérer la combustion complète du cyanogène par le gaz oxigène, il faut employer deux fois et demie son volume d'oxigène. Les produits de cette combustion sont deux fois son volume d'acide carbonique et son propre volume de gaz azote; ce qui prouve évidemment que le cyanogène est composé de deux volumes de vapeur de carbone et d'un volume d'azote, condensés en un seul volume, ou en poids de

Azote.....	0,9722	1,75
Carbone.....	0,832	0,75 × 2=1,5

ou, enfin, de deux atomes de carbone unis à un atome d'azote.

VII. Le carbone se combine avec l'hydrogène en deux proportions, et forme ainsi deux composés auxquels on a donné les noms de *gaz oléfiant* ou *hydrogène percarboné* et d'*hydrogène carboné*. Je pense que les dénominations d'*hydrogure de carbone* et *byhydrogure de carbone* seraient plus systématiques.

1. Le gaz oléfiant fut découvert en 1796, par les chimistes hollandais, travaillant en société, Bondt, Diéman, Van-Troostwick et Lauwerenburg [1]. Cruikshanks, Berthollet, et le docteur Henry, firent depuis des expériences sur ce gaz, et Dalton rechercha avec beaucoup de soin sa composition. Gaz oléfiant.

Je publiai, en 1811 [2], une suite d'expériences sur le gaz oléfiant; et en 1810 [3], Théodore de Saussure en avait présenté l'analyse dans un rapport fait au mois d'avril de ladite

[1] Leur mémoire fut publié dans le Journal de Physique. XLV, 178; et il en fut inséré un abrégé dans les Ann. de Chim. XXI, 48.
[2] Memoirs of the Wernerian natural history society. 1, 504.
[3] Ann. de Chim. LXXVIII, 57.

année, à la société de physique et d'histoire naturelle de Genève.

On obtient aisément le gaz oléfiant, gaz hydrogène percarboné, en chauffant dans une cornue, dans l'appareil pneumatique, un mélange d'une partie en poids d'alcool et quatre parties aussi en poids d'acide sulfurique concentré; il se dégage en abondance un gaz qu'on peut recueillir dans une cloche de verre sur l'eau.

Ses propriétés. Le gaz hydrogène percarboné, ainsi préparé, est un fluide élastique et invisible comme l'air. Il n'a ni odeur ni saveur. Sa pesanteur spécifique est, d'après mes expériences, 0,9745 [1] et suivant Saussure, 0,9852 [2]; la théorie l'établirait à 0,974, ce qui se rapproche beaucoup de ma détermination; je la considérerai comme exacte, il s'en suivra, qu'à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube du gaz pèse 1gr,174. Le gaz hydrogène percarboné brûle avec plus d'éclat que tout autre gaz connu; et lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers un mélange de ce gaz avec trois fois son volume de gaz oxigène, il se produit une détonation des plus violentes. Ces trois volumes de gaz oxigène sont nécessaires pour opérer la combustion complète d'un volume du gaz, et le résidu de cette combustion n'est que de l'eau et deux fois son volume de gaz acide carbonique. Dans cette circonstance, deux des trois volumes du gaz oxigène doivent avoir servi à la formation de l'acide carbonique, et le volume restant à la formation de l'eau. Il a donc fallu que ce volume s'unisse à une quantité d'hydrogène, qui étant non combiné, s'éleverait à deux volumes; ainsi le gaz hydrogène percarboné est composé en poids de

Carbone. . .	0,832	. . 0,75	. . 6	. . 100
Hydrogène. .	0,1388	. . 0,125	. . 1	. . 16,66

C'est-à-dire, qu'il est composé d'un atome de carbone et d'un atome d'hydrogène unis ensemble.

L'eau, suivant les expériences de Dalton, absorbe environ un douzième de son volume de gaz hydrogène percarboné [3], et d'après Saussure, cette absorption est d'environ 15,3 parties du gaz sur 100 d'eau [4].

[1] Memoirs of the Wernerian society. I, 516.
[2] Ann. de Chim. LXXVIII, 63.
[3] Phil. Mag. XXIV, 15.
[4] Annals of Philosophy. VI, 340.

2. Lorsqu'on met en contact les gaz hydrogène percarboné et chlore, il y a diminution de volume et formation d'une substance liquide d'une apparence huileuse, lorsque la condensation a lieu sur l'eau. C'est pour désigner spécialement cette substance par son caractère huileux, que les chimistes hollandais, qui la découvrirent et l'examinèrent les premiers, donnèrent le nom de *gaz oléfiant* à l'hydrogène percarboné. J'ai examiné cette substance en 1810, et je me suis assuré que c'est un composé de gaz hydrogène percarboné et de chlore [1]. Ses propriétés et sa composition ont été recherchées depuis, en 1816, avec beaucoup plus d'attention encore, par MM. Robiquet et Colin [2]. Ether chlorique.

Cette substance est formée par l'union, à volumes égaux, des gaz hydrogène percarboné et chlore. Si l'on fait arriver dans un vaste ballon de verre un courant des deux gaz provenant séparément de deux autres vaisseaux, ces gaz se combinent, et cette combinaison donne naissance au liquide dont il s'agit, qui se réunit au fond du ballon. Si dans le dégagement des deux gaz qu'on introduit dans le ballon, il y a eu excès de gaz hydrogène percarboné, le liquide formé sera pur; mais si c'est le gaz chlore qui a dominé, le liquide l'aura absorbé; il aura pris une couleur verdâtre et acquis les propriétés acides; mais on peut rendre le liquide huileux pur, en le lavant avec une petite quantité d'eau, et en le distillant alors sur du chlorure de calcium. Ce liquide, à l'état de pureté, est limpide et incolore comme l'eau; il a une odeur agréable qui ressemble à celle de l'éther hydrochlorique, et une saveur sucrée particulière. Sa pesanteur spécifique, déterminée à 7° centigrades, est de 1,2201, celle de l'eau étant 1. A la température de 9°,3 de la même échelle, sa vapeur peut faire équilibre à une colonne de mercure de 62,65 centimètres. La pesanteur spécifique de cette vapeur est 3,4434, celle de l'air étant prise pour l'unité. Le point d'ébullition du liquide, calculé d'après la tension de sa vapeur, peut être fixé à 66°,66 centigrades. Mais la somme des pesanteurs spécifiques des gaz hydrogène percarboné et chlore est 3,474; il s'ensuit donc que le liquide huileux est formé d'un volume de chlore et d'un volume de gaz hydrogène percarboné,

[1] Memoirs of the Wernerian society. I, 516.
[2] Ann. de Chim. et Phys. I, 337, et II, 206.

condensés chacun dans la moitié de son volume; et par conséquent, les parties constituantes sont en poids de

Chlore.	2,5	. . 4,5	. . 100
Gaz hydrogène percarboné.	0,974. .	0,875 × 2. .	38,88

Ainsi cette substance paraît être un composé d'un atome de chlore et de deux atomes de gaz hydrogène percarboné, et sa composition peut être établie ainsi :

Chlore.	1 atome	= 4,50 . . .	18
Carbone. . . .	2 atomes	= 1,50 . . .	6
Hydrogène. . .	2 atomes	= 0,25 . . .	1

Ce liquide brûle avec une flamme verte accompagnée de fumées épaisses d'acide hydrochlorique, et de beaucoup de suie. En le faisant passer à travers un tube de porcelaine rouge de feu, il est décomposé et converti en acide hydrochlorique et dans un gaz inflammable contenant de l'hydrogène et du carbone, et il se dépose en abondance dans le tube une matière charbonneuse. Le gaz inflammable paraît n'avoir d'autres principes constituans que le carbone et l'hydrogène. Le liquide huileux est aussi décomposé lorsqu'on le fait passer en vapeur sur de l'oxide de cuivre chauffé au rouge.

Il y a lieu de croire que les différentes substances appelées *éthers*, consistent en gaz hydrogène percarboné, uni soit avec l'eau, soit avec un acide ou un soutien de combustion; et si cette opinion est fondée, le liquide que nous venons de décrire doit être nommé *éther chlorique*.

3. On pourrait présumer, d'après une expérience faite par H. Davy, que l'iode se combine avec le gaz hydrogène percarboné; il se produisait par l'union de ces substances un fluide volatil d'un brun rougeâtre, qui n'avait pas les propriétés acides*; il n'est pas invraisemblable que ce liquide est le même, relativement à l'éther hydriodique, que l'éther chlorique à l'égard de l'éther hydrochlorique.

Hydrogène carboné.

4. L'*hydrogène carboné*, ou *bihydrogure de carbone*, l'autre composé d'hydrogène et de carbone, est une substance gazeuse qui s'exhale dans les temps chauds des eaux stagnantes, et spécialement des fossés qui environnent les

* Phil. Trans. 1814, p. 52.

villes. Ce gaz fut examiné par Priestley et par Cruikshanks; mais Dalton est le premier qui ait fait des recherches exactes sur sa composition. J'ai publié, en 1811, une suite d'expériences sur ce gaz *.

On peut le recueillir en attachant à un morceau de bois une large fiole de verre, de manière qu'elle puisse flotter sur la surface de l'eau stagnante, ayant son ouverture au-dessous de cette surface. Dans cette ouverture de la fiole on fixe un entonnoir (on pourrait le remplacer par un fort papier huilé); après avoir rempli la fiole d'eau, on la tient, son ouverture en bas, sur la surface de l'eau stagnante; on remue alors, au-dessous, la vase du marais ou du fossé. Il s'en élève des bulles d'air qui remplissent promptement la fiole. Le gaz étant ainsi recueilli, il faut le laver avec une dissolution de potasse ou avec de l'eau de chaux, pour en séparer l'acide carbonique qui s'y trouve mêlé. Il contient ordinairement aussi de l'air atmosphérique.

L'hydrogène carboné, ainsi obtenu, et en le supposant mis à l'état de pureté, est un gaz élastique permanent incolore. Il n'a ni saveur ni odeur. Sa pesanteur spécifique est 0,555; et à la température de 16° centigrades, sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de ce gaz pèse 0,670. Ce gaz brûle à l'air avec un flamme jaune en répandant beaucoup de lumière. En faisant passer l'étincelle électrique à travers un mélange de ce gaz et de gaz oxigène, il détone avec une grande force. La combustion du gaz n'a lieu qu'autant que le volume du gaz oxigène excède le sien, et il refuse de brûler lorsque la proportion de l'oxigène excède deux fois un quart son volume. Si on le mêle avec l'air atmosphérique, dans la proportion d'un douzième de cet air, la combustion a lieu; mais elle cesse, si le gaz excède le sixième de l'air. Dans toutes les proportions entre ces deux extrêmes, il brûle avec violence. Il exige pour sa combustion complète deux fois son volume de gaz oxigène, et cette combustion produit exactement son propre volume en acide carbonique; le surplus n'est que de l'eau. Il est évident qu'un volume où la moitié de l'oxigène a servi à la formation de l'acide carbonique, et que l'autre volume a été em-

* Memoirs of the Wernerian society, I, 506.

ployé à la production de l'eau. Cette dernière portion de l'oxigène a dû se combiner avec une quantité d'hydrogène qui, s'il avait été à l'état de liberté, se serait élevée à deux fois son volume; donc l'hydrogène carboné est composé en poids de

Carbone.	0,416	0,750	3
Hydrogène. . . .	0,0694 × 2. . .	0,125 × 2 . .	1

Ainsi il est évident que dans l'hydrogène carboné, il y a un atome de carbone et deux atomes d'hydrogène unis ensemble; c'est donc un *bihydrogure de carbone*.

Le gaz qui s'exhale en si grande abondance dans quelques mines de charbon de terre, et qui a été pendant long-temps l'effroi des mineurs, est le gaz hydrogène carboné pur. C'est ce dont le docteur Henry s'assura en 1807 [1], et H. Davy, qui répéta ses expériences en 1815, en tira la même conclusion [2].

5. Lorsqu'on distille dans une cornue du charbon humide, soit charbon de bois, charbon de terre, ou presque tout autre charbon de substance végétale ou animale, il se dégage en abondance des gaz inflammables. Ces gaz diffèrent considérablement entr'eux, dans leur pésanteur spécifique, la couleur de leurs flammes lorsqu'ils brûlent, et dans la quantité d'oxigène qu'ils exigent pour leur combustion, suivant les circonstances, de la nature de la substance distillée, du degré de chaleur, et l'époque de l'opération où les gaz ont été recueillis. Il a été fait un grand nombre d'expériences sur ces gaz, spécialement par Berthollet, Henry, Dalton, Saussure, et par moi-même. Ils semblent tous être des mélanges de deux, trois ou quatre gaz, selon les circonstances. Ces gaz sont *l'hydrogène*, *le bihydrogure de carbone*, *l'oxide de carbone* et *l'hydrogure de carbone*. Dans cette hypothèse, le terme *d'hydrogènes oxicarburés*, par lequel Berthollet et Saussure ont désigné ces gaz, ainsi que les chimistes français en général, ne me semble pas convenablement approprié. Les gaz dont il s'agit sont des mélanges; ce que prouve évidemment cette circonstance, que jamais on n'en a trouvé deux qui fussent exactement comme un autre. Ils varient con-

[1] Nicholson's Journal. XIX, 149.
[2] Phil. Trans. 1816, p. 1.

tinuellement dans leur pesanteur spécifique, et dans la quantité d'oxigène nécessaire pour les consumer ; or, il n'en serait pas ainsi, s'ils étaient de véritables composés chimiques.

Du charbon de terre.

Le gaz retiré du charbon de terre, dont on fait actuellement emploi pour éclairer les rues et les manufactures, paraît, d'après les expériences du docteur Henry, consister principalement en un mélange de bihydrogure de carbone et d'un peu d'hydrogure de carbone, probablement aussi d'oxide de carbone *. M. Murdoch de Birmingham est le premier qui ait eu l'idée de cette application si utile du gaz provenant du charbon de terre.

Affinité du carbone pour l'oxigène.

6. Il serait difficile de déterminer lequel des deux principes, le carbone et l'hydrogène, a l'affinité la plus forte pour l'oxigène. L'affinité du carbone et de l'hydrogène entre eux, produit de l'action sur les corps auxquels on les applique, et elle en détermine la décomposition. Lorsque le charbon, rouge de feu, est plongé dans l'eau, ce liquide est décomposé, et il y a du bihydrogure de carbone formé ; de sorte que ce n'est pas le cas d'un simple déplacement d'hydrogène par le carbone. L'hydrogène décompose l'acide carbonique à une chaleur rouge ; mais, dans ce cas aussi, les phénomènes sont compliqués ; car l'acide n'est pas complètement décomposé, mais seulement réduit en gaz oxide de carbone. L'opinion actuellement admise par les chimistes, est que l'hydrogène a pour l'oxigène une affinité plus forte que le carbone ; mais cette opinion n'est établie sur aucun fait qu'on puisse considérer comme décisif.

SECTION III.

Du Bore.

Histoire.

On connaît depuis long-temps dans les arts, en Europe, une substance saline appelée *borax*. On s'en sert habituellement pour faciliter la fusion des métaux précieux et pour former des imitations artificielles des gemmes. Cette substance nous vient des Indes-Orientales, où l'on dit qu'elle se trouve principalement dans certains lacs du Thibet et de

* Nicholson's Journal. XI, 78.

la Chine. Il en fut fait mention pour la première fois, sous le nom de *borax*, dans les écrits de Géber, chimiste arabe du dixième siècle. En 1702, Homberg, en distillant un mélange de borax et de vitriol vert, obtint une substance particulière en petites paillettes blanches brillantes; il appela cette substance sel *sédatif* ou *narcotique*, sel qu'on considéra comme étant un remède efficace dans les fièvres continues [1]. Lemery le jeune trouva, en 1727, que cette substance pouvait être séparée du borax par les acides minéraux [2]. En 1731, Geoffroi reconnut que le sel sédatif donnait une couleur verte à la flamme de l'alcool, et qu'il existe dans le borax une substance alcaline, qui est la même que celle qui constitue la base du sel commun [3]. En 1752, Baron démontra, par des expériences satisfaisantes, que le borax est composé de sel sédatif et de soude [4]; et comme on reconnut au sel sédatif les propriétés acides, on le nomma *acide boracique*. Mais la composition de cet acide restait entièrement inconnue. Créll publia, en 1800, une suite d'expériences qu'il avait faites sur cet acide, dans l'objet de l'analiser. Etant parvenu à le décomposer, il en sépara une substance combustible se rapprochant beaucoup dans ses propriétés, du charbon [5], disposée à se convertir en carbone; et cette substance, il la considéra comme étant la base de l'acide boracique. Ces expériences furent repétées par H. Davy, mais sans succès. Ce dernier chimiste ayant soumis en 1807, l'acide boracique à l'action d'une batterie galvanique, il observa qu'il se déposait, sur le fil négatif, une matière noire, qu'il regarda comme étant la base de l'acide; mais il ne poussa pas alors ses recherches plus loin. Dans l'été de 1808, Gay-Lussac et Thénard réussirent à décomposer l'acide boracique, en le chauffant avec du *potassium*, dans un tube de cuivre porté au rouge obscur. Ils examinèrent les propriétés de sa base, à laquelle ils ont donné le nom de *bore*; et ils les décrivirent en détail, dans un Mé-

---

[1] Histoire de l'Acad. 1702, p. 50.
[2] Mém. par. 1728, p. 273.
[3] *Ibid.* 1732, p. 398.
[4] Savans étrangers. II, 412.
[5] Ann. de Chim. XXXV, 202.

moire qu'ils publièrent sur ce sujet [1]. Davy décomposa, en 1809, l'acide boracique par le même procédé que les chimistes français, et il publia aussi l'exposé des propriétés du bore [2].

1. On peut obtenir le bore en mettant dans un tube de cuivre ou de fer un mélange d'une partie d'acide boracique, bien pur, préalablement fondu et réduit en poudre, et de deux parties [3] de potassium [4] et en chauffant par degrés le tube, contenant ce mélange, jusqu'à le faire rougir légèrement; on le tient dans cet état pendant quelques minutes. A la température de 150° centigrades, la décomposition commence, et le mélange chauffé devient d'un rouge intense, ainsi qu'on peut le reconnaître en faisant l'expérience dans un tube de verre. Lorsque le tube, avec lequel on a opéré, est refroidi, on verse de l'eau sur la matière qu'il contient, pour la laver, on neutralise la potasse, qui s'est formée, avec de l'acide hydrochlorique, et on met le tout sur un filtre. Le *bore* reste sur le filtre; on le lave, et on le fait sécher à une douce chaleur [5]. Le *bore*, ainsi préparé, a les propriétés suivantes. Préparation.

2. Le bore est une poudre d'un brun verdâtre, sans odeur ni saveur. Il peut être exposé, en vaisseaux clos, à la plus violente chaleur qu'il soit possible de produire, sans qu'il éprouve d'autre changement qu'une augmentation de densité. Lorsqu'il est nouvellement préparé, il ne s'enfonce pas dans l'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1,844; mais après avoir été exposé, comme on vient de le dire, à une chaleur violente, il gagne rapidement dans cet acide, le fond du vase qui le contient. Il est tout-à-fait insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et dans les huiles, soit à chaud, soit à froid. Il ne décompose pas l'eau, lors même qu'il est chauffé dans ce Propriétés.

---

[1] Mém. d'Arcueil. II, 311, et depuis dans les Recherches physico-chimiques. I, 276.

[2] Phil. Trans. 1809.

[3] Gay-Lussac et Thénard faisaient ce mélange avec parties égales d'acide boracique et du métal. (*Note du Traducteur.*)

[4] Corps métallique dont il sera traité dans la suite de cet ouvrage.

[5] On peut encore, et ce qui est mieux, mettre le liquide contenant le bore dans un vaisseau de verre, laisser le bore s'y déposer, et alors on décante la liqueur qui le surnage avec un siphon; on verse de nouvelle eau dans le vase, on laisse déposer le bore, et on décante de nouveau; on continue ainsi jusqu'à ce que l'eau versée sur le bore dans le vase soit devenue parfaitement claire: alors on met le bore dans une capsule de verre, et on le dessèche à une douce chaleur.

liquide à la température de 80° centigrades. Il est probable qu'à une chaleur rouge, la décomposition aurait lieu.

3. Le bore n'a point d'action sur l'air, ni sur le gaz oxigène à la température ordinaire de l'atmosphère; mais si on le chauffe au rouge obscur dans le gaz oxigène, il prend feu, et brûle avec beaucoup d'éclat, en absorbant en même-temps du gaz oxigène. Par cette combustion, une portion du bore est convertie en acide boracique; et cet acide, en se fondant, forme sur le bore, une couche qui prive la portion non encore brûlée du contact de l'oxigène, et alors la combustion cesse; si on lave l'acide boracique, la combustion reprend; mais elle exige une température plus élevée. Il faut un grand nombre de ces lavages et combustions successives pour convertir tout le bore en acide boracique. On a fait plusieurs expériences pour déterminer la quantité d'oxigène qui se combine avec le bore pour se convertir en acide boracique; mais aucune d'elles ne semble mériter beaucoup de confiance. Gay-Lussac et Thénard acidifièrent une portion de bore en le chauffant dans l'acide nitrique; ils parvinrent à convertir cinq parties de bore en 7,5 parties d'acide boracique [1]. La proportion de cette augmentation étant ainsi établie, l'acide boracique est composé de

Acide boracique.

Bore.....	100.....	2.
Oxigène.....	50.....	1.

Mais on ne doit pas beaucoup compter sur l'exactitude de cette détermination.

Davy trouva qu'il y avait 0,154 de bore séparés, lorsque 2 grammes de potassium étaient convertis en potasse [2]; mais 2 grammes de potassium exigent, pour se convertir en potasse, 0,388 d'oxigène; et si l'on suppose que le tout ait été en combinaison avec le bore, il s'ensuivra que l'acide boracique est composé de

Bore.....	2,375.....	2
Oxigène...	0,388.....	5,05

La différence entre ce résultat et le précédent est énorme; mais il est évident que ce mode d'essai est susceptible d'une

[1] Recherches physico-chimiques. I, 307.

[2] Davy's Lecture on some new analytical researches on the nature of certain bodies.

grande incertitude. Comme il y a de l'hydrogène dégagé pendant que la décomposition de l'acide boracique par le potassium s'opère, ils est clair que tout l'oxigène dans la potasse, ne provenait pas de l'acide décomposé. Il est en outre très-peu vraisemblable que le bore eût pu être recueilli et pesé en totalité. Davy trouva que $0^{gr}065$ de bore, lorsqu'ils sont convertis en acide boracique, absorbaient 84 centimètres cubes de gaz oxigène [1]. Or, 84 centimètres cubes de gaz oxigène pèsent $0^{gr}113$; d'après cette évaluation, l'acide boracique est composé de

Bore.	1.	2
Oxigène. . . .	0,113	3,48

Ce mode est probablement meilleur que le précédent; mais l'expérience fut faite tellement en petit, et elle concorde si peu avec les deux autres ci-dessus relatées, qu'on ne peut y avoir une pleine confiance.

On peut acquérir, par un autre moyen, des notions passablement exactes, relativement à la proportion des parties constituantes de l'acide boracique. Berzelius reconnut par expérience [2], que l'acide boracique et l'ammoniaque se combinent entre eux dans le rapport de

Acide boracique.	37,95
Ammoniaque.	30,32

Actuellement, le poids d'un atôme d'ammoniaque est 2,125, et dans les composés neutres, un atôme d'ammoniaque se trouve uni à un atôme d'acide. Mais 30,32 : 37,95 :: 2,125 : 2,66; donc 2,66 représente le poids d'un atôme d'acide boracique. Cet acide est un composé de bore et d'oxigène, et il doit consister dans un atôme de bore uni, soit à un, soit à deux atômes d'oxigène. Il y a lieu de conclure des observations de Davy, que la matière noire qui apparaît lorsque le bore est imparfaitement brûlé, est un oxide de bore; dans ce cas, le bore doit être combiné, dans l'acide boracique, avec deux atômes d'oxigène, et cet acide est composé de

Bore. . . .	0,66. . . .	0,33. . .	1
Oxigène. . .	2,00. . . .	1,00. . .	3

[1] Davy's Lecture on some new analytical researches on the nature of certain bodies.

[2] Annals of Philosophy. III, 57.

Ce calcul ainsi déduit, qui se rapproche probablement de la vérité, est celui qui s'accorde le mieux avec la première expérience de Davy. On voit d'après lui, que le poids d'un atôme de bore est 0,66[1]. La principale source d'incertitude est la difficulté de faire une analyse correcte du borate d'ammoniaque ; mais les précautions que Berzelius avait prises, donnent lieu de croire que l'erreur ne doit pas être considérable.

Chlorure. 4. Lorsqu'on introduit du bore dans le gaz chlore, il prend feu et brûle avec une flamme blanche brillante. Une substance blanche tapisse les parois du vaisseau dans lequel l'expérience se fait, et le bore est recouvert d'une substance blanche qui, étant lavée, abandonne de l'acide boracique[2]. Il est probable que la substance ainsi formée est un *chlorure de bore*, mais elle n'a point encore été examinée.

5. On ignore si le bore peut se combiner avec l'iode ; il n'a point été fait, jusqu'à présent, d'expériences à ce sujet.

Acide fluoborique. 6. Le bore a la propriété de se combiner avec le fluor, et de former avec cette substance un acide très-puissant, auquel on a donné le nom d'*acide fluoborique*. Cet acide fut découvert en 1808, par Gay-Lussac et Thénard, qui en décrivirent les propriétés[3]. Le docteur John Davy publia depuis quelques faits à ajouter à ce qui avait été déjà dit par ces chimistes, sur cette substance[4] : on peut l'obtenir de la manière suivante, qui est le procédé employé par le docteur John Davy.

---

[1] D'après la composition de l'hydrate d'acide boracique (qui sera indiquée en traitant de cet acide), comparée à celle du borate d'ammoniaque, il y a lieu de croire que le véritable poids d'un atôme d'acide boracique est 2,875, d'où il suit qu'un atôme de bore pèse 0,875, et l'acide boracique est composé de

Bore.....	0,875.....	100
Oxigène.....	2,».....	228,57

[2] Davy's Lecture on same new analytical researches on the nature of the bodies. P. 41. Phil. Trans. 1809. Gay-Lussac et Thénard assurent que le bore ne brûle pas dans le gaz chlore sec. Recherches physico-chimiques. I, 303. Cette différence pourrait-elle être attribuée à la présence de l'eau, dans le chlore de Davy? J'ai de la peine à le croire.

[3] Recherches physico-chimiques. II, 37.

[4] Phil. Trans. 1812, p. 365.

On chauffe à la lampe, dans une cornue, un mélange composé d'une partie d'acide boracique pur, vitreux et réduit en poudre, de deux parties de fluate de chaux très-pur et de douze parties d'acide sulfurique, il se dégage par la chaleur, un gaz qu'il faut recueillir sur le mercure : ce gaz est le gaz acide fluoborique.

Le gaz fluoborique ainsi obtenu, est sans couleur; il est permanent et élastique comme l'air. Son odeur ressemble à celle de l'acide hydrochlorique, sa saveur est excessivement acide. Il rougit instantanément et avec énergie les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique, telle qu'elle a été déterminée par John Davy, est 2,3709; ainsi à la température de 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de gaz fluoborique pèse environ 4 grammes. L'eau absorbe 700 fois son volume de ce gaz, et la pesanteur de ce liquide est alors 1,77. Ce liquide acide ressemble à de l'acide sulfurique; il a jusqu'à un certain point, de sa viscosité; et, comme cet acide, il n'entre en ébullition qu'à une température bien supérieure à celle de l'eau bouillante. Ce liquide est d'abord fumant; il abandonne par la chaleur, environ la cinquième partie du gaz qu'il contient, mais alors il n'est plus possible en le chauffant, d'en retirer davantage. Comme l'acide sulfurique, il charbonne les substances végétales et animales; il forme aussi un *éther*, lorsqu'on le distille avec l'alcool. L'acide fluoborique se combine avec les différentes bases avec lesquelles il forme des sels appelés *fluoborates*. Cet acide n'éprouve aucun changement lorsqu'on le fait passer sur du fer rouge de feu; mais lorsqu'il est chauffé avec le potassium, ce métal y brûle et paraît être converti en un fluorure de potassium, et le bore est dégagé. L'acide fluoborique est absorbé en quantités considérables par l'acide sulfurique. Propriétés.

7. Davy n'a pu réussir dans ses essais pour parvenir à former l'union du bore avec le gaz azote *.

8. Davy n'obtint pas plus de succès, en chauffant le bore dans l'hydrogène. Mais Gmelin semble être parvenu à former un gaz hydrogène boruré, en opérant de la manière suivante. Il exposait à une forte chaleur, pendant une demi-heure, Hydrogène boruré.

* Davk's Lecture on some new analytical researches on the nature of certain bodies.

dans un creuset, un mélange de quatre parties de limaille de fer et d'une partie d'acide boracique, et il dissolvait ensuite la masse fondue dans de l'acide hydrochlorique étendu; il y avait effervescence et séparation de gaz, qu'il considérait comme gaz hydrogène boruré [1]. Ce gaz avait l'odeur du gaz hydrogène ordinaire retiré du fer avec un mélange d'odeur d'ail; étant allumé, il brûlait avec une flamme d'un jaune rougeâtre, entourée d'un anneau de couleur verte, et on apercevait des fumées blanches dans le vaisseau où la combustion avait lieu. Tels étaient les seuls caractères qui indiquaient la présence du bore.

Gmelin ne détermina pas la pesanteur spécifique du gaz dont il ne fit pas non plus l'analyse. Ses expériences ne peuvent donc suffire qu'à nous faire voir qu'il peut être produit un gaz *hydrogène boruré*. Il semble seulement que le gaz de Gmelin était du gaz hydrogène pur, mêlé avec une petite proportion d'hydrogène boruré.

9. On ne connaît point encore, jusqu'à présent, de combinaison du bore avec le carbone.

10. Descotils a reconnu que le bore se combine avec le fer [2], et ses expériences, pour opérer cette union, ont été répétées par Gmelin [3]. Union avec les métaux

Davy a trouvé aussi que le bore se combine avec le potassium [4], avec lequel il forme une masse d'un gris métallique; mais autant qu'on a pu l'essayer jusqu'à présent, le bore ne s'unit à aucun des autres métaux.

11. L'affinité du bore pour l'oxigène paraît être plus forte que celle de l'hydrogène ou du carbone pour ce principe, et par conséquent, à une chaleur rouge, il décompose l'eau et l'acide carbonique. Son affinité pour l'oxigène est aussi plus forte que celle d'aucune des *bases salifiables*, à moins que le silicium ne forme, à cet égard, une exception. Ainsi, à l'aide d'une chaleur suffisante, le bore sépare l'oxigène de toute base salifiable.

---

[1] Schweigger's Journal. XV, 246.

[2] Recherches physico-chimiques. I, 306.

[3] Schweigger's Journal. XV, 245.

[4] Davy's Lecture on some new analytical researches on the nature of certain bodies.

SECTION IV.

Du Silicium [1].

Histoire. On connaît sous le nom de *quartz*, une roche, qui se rencontre en grande abondance dans les montagnes primitives, y formant quelquefois des lits immenses, ou même composant des montagnes entières; et quelquefois mêlée avec d'autres corps pierreux, comme dans le granite. Cette pierre, et plusieurs autres qui lui ressemblent, telles que le *caillou*, la *calcédoine*, etc., ayant la propriété de se fondre en *verre*, lorsqu'on les chauffe fortement avec la potasse ou la soude, elles ont été classées ensemble par les minéralogistes, sous la désignation de *pierres vitrifiables*. M. Pott, qui le premier décrivit les propriétés de ces minéraux, en 1746, les supposant tous principalement composés d'une terre particulière appelée *siliceuse* ou *silice*, leur donna le nom de *pierres siliceuses*. La silice fut connue de Glauber, qui indiqua le moyen de l'obtenir du quartz. Geoffroy essaya de prouver que cette terre pouvait être convertie en chaux [2], Pott [3] et Baumé [4], en alumine; mais ces assertions furent réfutées par Cartheuser [5], Schéele [6] et Bergman [7]; c'est à ce dernier chimiste que nous sommes redevables de la première description exacte des propriétés de la *silice*.

Silice. 1. La silice est la partie composante la plus ordinaire des corps pierreux, et elle y existe en combinaison avec différentes terres et oxides métalliques. M. Smithson [8] avait pensé que, dans ces composés, la silice fait les fonctions d'un acide, opinion dont la vérité a été démontrée d'une

[1] L'auteur avait intitulé cette section : *du Silicone*; il expose ci-après les motifs qui lui font préférer cette dénomination, et qui l'ont en conséquence déterminé à placer ici cette substance à la suite du bore et du carbone. J'ai pensé que dans la traduction, il convenait de n'employer que le terme *silicium*, généralement adopté par les chimistes français. (*Note du Traducteur.*)

[2] Mém. Par. 1746, p. 286.
[3] Lithogeogn. p. iij, Préface.
[4] Man. de Chim.
[5] Miner. Abb.
[6] Schéele. I, 191.
[7] Sur les terres géoponiques, opusc. V, 59.
[8] Phil. Trans. 1811, p. 176.

manière satisfaisante, par Berzelius [1]. On peut se procurer aisément la silice pure, en faisant fondre dans un creuset d'argent, du quartz ou caillou avec deux fois son poids de potasse. On dissout dans l'eau, le composé formé, on sursature le liquide avec l'acide hydrochlorique, et on évapore doucement jusqu'à siccité. Le liquide, parvenu à un certain degré de concentration, prend la forme d'une gelée; on lave à grande eau le résidu desséché, et on le fait sécher ensuite.

La silice ainsi obtenue est sous la forme d'une poudre blanche sans saveur ni odeur, mais produisant entre les dents, l'effet de petits grains de sable. Elle n'est pas sensiblement dissoluble dans l'eau, ce qui est dû à sa grande force de cohésion. Mais lorsque le composé de silice et de potasse, est dissous dans l'eau et étendu d'une suffisante quantité de ce liquide, la silice ne peut en être précipitée par aucune addition d'acide; ce qui prouve que, dans cet état de division, elle est réellement soluble dans l'eau.

Sa décomposition.

2. Humphry-Davy, après être parvenu à décomposer les alcalis fixes et les terres alcalines, par l'action de la batterie galvanique, fut naturellement porté à essayer les effets de ce même pouvoir, si énergique, sur la silice; mais ses expériences furent sans succès [2]. Cependant l'analogie entre la silice et d'autres corps qui contiennent l'oxigène, est si grande, que cette terre était généralement considérée comme un composé d'oxigène, et d'une base combustible. Berzelius réussit à séparer cette base de la silice, et à l'unir au fer [3], et ses expériences furent répétées avec le même succès, par le professeur Stromeyer [4]. Vers la fin de 1813, Humphry-Davy parvint à obtenir la base de la silice à l'état isolé; mais il ne put en recueillir assez pour examiner, en détail, ses propriétés [5]. La base de la silice a été généralement considérée comme étant un métal, auquel on a donné le nom de *silicium;* mais comme il n'y a pas la moindre évidence de sa nature métallique, et qu'elle a beaucoup de rapports avec le bore et le carbone, il convient mieux de la classer avec ces corps, et de lui donner le nom de *silicone*.

[1] Essai pour établir un système purement scientifique de minéralogie. P. 27 et suivantes.
[2] Phil. Trans. 1808.
[3] Afhandlingar i Fysik. Kemi och Mineralogi. III, 117, pub. en 1810.
[4] Gilbert's Annalen XXXVII, 335, et XXXVIII, 321, pub. en 1811.
[5] Phil. Trans. 1814, p. 67.

3. Davy décomposa la silice en la faisant traverser, dans un tube de platine, par du potassium en excès. Le potassium fut converti en potasse, à travers laquelle était disséminé le *silicium* sous la forme d'une poudre de couleur foncée.

Propriétés du silicium.

4. Il paraît que le silicium peut supporter une très-haute température sans éprouver aucun changement, et il ressemble, en cela, au bore et au carbone. La potasse paraît en dissoudre une portion, et la dissolution prend une couleur olive. Le silicium a la propriété de décomposer l'eau, et de se convertir en silice dès qu'elle est en contact avec ce corps. Il s'ensuit qu'il était impossible de séparer la potasse par le lavage, et d'obtenir isolément cette substance seule.

Composition de la silice.

5. Le silicium s'unit facilement avec l'oxigène, qui par cette union, est converti en silice. Berzelius et Stromeyer essayèrent de déterminer la quantité d'oxigène qui existe dans la silice. Ils mêlèrent ensemble de la limaille du fer le plus pur qu'il leur fut possible de se procurer, de la silice et du charbon *, dans les proportions de 3 de fer, 1,5 silice, et 0,66 charbon: après avoir introduit ce mélange dans un creuset couvert, on l'exposait pendant une heure au plus grand degré de chaleur qu'on puisse produire dans nos fourneaux. On parvenait ainsi à former une combinaison de fer, de cilicium et de carbone. Cette combinaison était à l'état de globules ayant éprouvé une fusion complète. Lorsqu'ils furent débarrassés du charbon, ils étaient blancs et ductiles, à moins qu'ils ne continssent une grande proportion de carbone. En les dissolvant dans l'acide hydrochlorique, il se dégageait du gaz hydrogène en plus grande proportion que le même poids de fer pur en aurait fourni. Il restait une substance non dissoute, qui conservait la forme de globules, et qui était la silice, mêlée encore avec un peu de fer et de carbone; on l'en séparait par des calcinations et digestions dans l'acide hydrochlorique, convenablement répétées. D'après les expériences de Stromeyer, les globules qui contenaient le plus de silicium, étaient composés de

Fer.....	85,3528.
Silicium.....	9,2679.
Carbone.....	5,3793.
	100,0000.

* Stromeyer se servit de noir de fumée pour se débarrasser de l'alcali que le charbon contient.

Et les globules qui contenaient le moins de silicium étaient composés de

Fer	96,1780
Silicium	2,2124
Carbone	1,6096 *
	100,0000.

La pesanteur spécifique du fer était considérablement diminuée par sa combinaison avec le silicium. Cette pesanteur spécifique du fer employé par Stromeyer, était 7,8285, tandis que celle de l'alliage n'a jamais excédé 7,3241, et elle n'a jamais été moindre de 6,7777. La pesanteur spécifique de cet alliage était en raison inverse de la proportion de silicium qu'il contenait.

Il ne peut y avoir aucun doute que le silicium existait à l'état de pureté dans l'alliage; mais lorsque le composé était dissous dans l'acide hydrochlorique, le silicium se combinait à l'oxigène, et était converti en silice. Berzelius et Stromeyer essayèrent, l'un et l'autre, de déterminer la quantité d'oxigène, qui s'unissant avec le silicium, le convertit en silice. Pour y parvenir, ils décomposaient un poids connu de l'alliage, ils pesaient alors séparément chacune des substances qui le composaient, et ils attribuaient l'excès du poids à l'oxigène qui s'était uni avec le silicium. Cette manière de procéder eût rempli leur objet, si ces expériences avaient été faites avec une exactitude rigoureuse; mais une erreur d'une petite fraction de grains seulement ayant pu occasionner une différence très-sensible dans le résultat, il est impossible d'avoir une grande confiance dans les conclusions qu'on en a tirées. Suivant les expériences de Berzelius, la silice est composée de

Silicium.	54,66 à	52,25.	53,545.	100.
Oxigène.	45,34 à	47,75.	46,455.	87,09.
	100,00	100,00.	100,000.	

Suivant Stromeyer, la silice est composée de

Silicium.	46,0069.	100.
Oxigène.	53,9931.	117,4.
	100,0000.	

* Gilbert's Annalen. XXXVIII, 330.

Le terme moyen de ces deux suites d'expériences, nous donne, pour la composition de la silice,

Silicium..... 100
Oxigène..... 102,245.

Davy trouva qu'il fallait plus de trois parties de potassium pour décomposer une partie de silice [1]. Si nous étions certains que la totalité de l'oxigène qui convertit le potassium en potasse, est provenue de la silice, il s'en suivrait, d'après cette expérience, que 100 parties de silice en contiennent au-moins 60 d'oxigène. Sur le tout, je pense qu'on peut actuellement, sans crainte d'erreur matérielle, considérer la silice, comme contenant exactement la moitié de son poids d'oxigène; et par analogie avec les acides carbonique et boracique, il n'est pas invraisemblable que la silice consiste dans un atôme de silicium uni à deux atômes d'oxigène. Dans ce cas, un atôme de silicium pèserait deux; mais les silicates naturels donnent deux, comme le poids d'un atôme de silice, donc la silice doit contenir un atôme seulement d'oxigène, et un atôme de silice ne peut peser qu'un.

6. On ne connaît encore rien relativement à l'action du silicium sur le chlore et l'iode. On n'a point encore fait d'expériences sur ce sujet.

7. La silice a la propriété de se combiner avec le fluor, et de former un composé, qui a reçu le nom d'*acide fluorique silicé*; mais la dénomination d'*acide fluosilicique* étant plus systématique, et préférable sous d'autres rapports; nous l'emploierons. Acide fluosilicique.

L'acide fluosilicique fut découvert par Schéele [2]. Il fut, depuis, obtenu à l'état gazeux par Priestley, qui examina beaucoup de ses propriétés [3]. John Davy publia, en 1812, une suite d'expériences importantes sur cet acide [4].

Pour obtenir ce gaz, il suffit de mettre dans une cornue un mélange, à quantités égales, de fluate de chaux et de verre, réduits en poudre fine, et d'ajouter au mélange une quantité d'acide sulfurique suffisante pour le mettre à l'état pâteux;

[1] Phil. Trans. 1814. p. 67.
[2] Mémoires de Chimie de Schéele, I, 24.
[3] Priestley, on air. II, 339.
[4] Phil. Trans. 1812, p. 352.

en chauffant modérément, le gaz se dégage en abondance, et on peut le recueillir dans une cloche de verre sur le mercure.

Ses propriétés. Le gaz acide fluosilicique est sans couleur, il est permanent et élastique comme l'air. Son odeur ressemble à celle de l'acide hydrochlorique, et sa saveur est très-acide. Il répand des fumées blanches dans l'atmosphère, et rougit les couleurs bleues végétales. Aucun animal ne peut vivre dans ce gaz et aucun combustible ne peut y brûler. Sa pesanteur spécifique, déterminée par le docteur John Davy, est 3,5735 *. D'où il suit, qu'à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de ce gaz pèse environ 4 grammes.

John Davy reconnut que l'eau peut absorber 263 fois son volume de ce gaz. Mais comme l'eau a la propriété de le décomposer et d'en précipiter la silice, cette circonstance diminue sans doute l'action du liquide. Daprès d'autres circonstances encore, John Davy conclut que l'eau absorbe autant de gaz fluosilicique que de gaz acide hydrochlorique, et dans ce cas, l'eau serait capable d'absorber 515 fois son volume du premier de ces gaz.

M. John Davy analysa le gaz fluosilicique en le faisant passer dans une dissolution d'ammoniaque, qui a la propriété d'en précipiter, à l'état de silice, tout le silicium qu'il contient. Il retira de 650 centimètres cubes du gaz, en-

Composition. viron 1 gramme de silice. Mais 650 centimètres cubes du gaz pèsent environ 3 grammes; d'où il conclut que ce gaz est composé de

Silice.....	27,2	.... 62,4.....	165,88
Acide fluorique...	16,397....	37,6.....	100,00

Mais, si comme Humphry Davy l'a rendu probable, l'acide fluosilicique est un composé de silicium et de fluor, alors pour avoir sa composition, il nous faut soustraire l'oxigène de la silice, et l'ajouter à l'acide fluorique pour le convertir en fluor. Dans ce cas, l'acide sera composé de

Silicium.....	13,6	 100
Fluor.....	29,997.....	220,6

Si le poids d'un atôme de silicium est un peu moins de un et qu'un atôme de fluor soit un peu plus de deux, ainsi que

* Phil. Trans. 1811, p. 354.

cela est probable, il résultera de cette analyse, que l'acide fluosilicique est un composé d'un atome de silicium et d'un atome de fluor.

Lorsque le gaz acide fluosilicique est mis en contact avec l'eau, il est absorbé par ce liquide, et il dépose en même-temps une partie de son silicium à l'état de silice. Il paraît résulter des expériences de John Davy, que 720 centimètres de ce gaz, absorbés par l'eau, abandonnent $0^{gr},475$ de silice, équivalant à $0^{gr},237$ de silicium. Actuellement, 720 centimètres cubes de gaz fluosilicique pèsent $3^{gr},105$, et doivent être composés de

Silicium.....	$0^{gr},969$
Fluor.....	$2^{gr},136$

D'où il suit que la portion d'acide absorbée par l'eau se compose de

Silicium.....	0,732	100
Fluor.....	2,136	292,1

Ce qui pourrait être deux atomes de silicium unis à trois atomes de fluor. Mais on ne peut, jusqu'à ce moment, présenter autre chose que des conjectures sur ce sujet.

SECTION V.

Du Phosphore.

Préparation.

Le phosphore peut s'obtenir par le procédé suivant. On fait brûler, ou, en terme de chimie, *calciner* des os, jusqu'à ce qu'ils cessent de donner de la fumée, ou de répandre aucune odeur quelconque. Après les avoir alors réduits en poudre fine, on met, dans une bassine de porcelaine ou de grès, 100 parties de cette poudre, délayée dans quatre fois son poids d'eau; on y ajoute alors, peu-à-peu, et en remuant bien à chaque fois, 40 parties d'acide sulfurique. Le mélange s'échauffe, il s'y manifeste un dégagement très-abondant de bulles d'air, ce qu'on appelle en chimie *effervescence* : on laisse le mélange dans cet état pendant vingt-quatre heures, en ayant soin de le remuer de temps en temps avec une baguette de verre ou de porcelaine, afin de faciliter l'action de l'acide

sulfurique sur la poudre d'os [1]. Le tout est alors retiré de la bassine pour le mettre sur un filtre de toile placé au-dessus d'un vase de porcelaine, destiné à recevoir la liqueur qui passera à travers; on lave ensuite la poudre blanche restée sur le filtre, avec de l'eau pure, à plusieurs reprises et jusqu'à ce que le lavage n'ait plus de saveur sensible. On verse alors lentement, dans la liqueur réunie dans la bassine, et qui a une saveur très-acide, du nitrate de plomb [2] dissout dans l'eau; il se précipite immédiatement au fond du vaisseau une poudre blanche. Il faut ajouter du nitrate de plomb tout aussi long-temps que la précipitation de cette poudre continue d'avoir lieu. On filtre alors le tout; et après avoir bien lavé et séché la poudre blanche restée sur le filtre, on y ajoute environ un sixième de son poids de poussière de charbon. On met ce mélange dans une cornue de grès qu'on place dans un fourneau, en faisant plonger le bec de la cornue dans un vase rempli d'eau, de manière qu'il se trouve toujours au-dessous de sa surface: on chauffe alors par degrés jusqu'à ce que la cornue soit chauffée au blanc. Il s'en dégage une grande quantité de bulles d'air, dont quelques-unes prennent feu par le contact de l'air, en venant crever à la surface de l'eau; et lorsque la chaleur est assez forte, il en coule une substance ayant l'aspect de la cire fondue, qui se fige dans l'eau en sortant du bec de la cornue qui y plonge.

Cette substance est le *phosphore*.

Histoire de sa découverte.

Le phosphore fut accidentellement découvert, en 1669, par Brandt, chimiste de Hambourg [3], lorsqu'il s'occupait des moyens de trouver, dans l'urine humaine, un liquide capable de convertir l'argent en or. Il en envoya un échantillon à Kunkel, chimiste allemand très-distingué, qui fit part de ce fait, comme d'une chose de curiosité, à Kraft, son ami, à Dresde. Celui-ci se rendit immédiatement à Hambourg, et acheta de Brandt son secret, moyennant 200 dollars, en exi-

[1] Fourcroy et Vauquelin, *Mém. de l'Inst.* II, 282.

[2] Ce sel, dont on parlera dans la suite, convient mieux pour cet objet que l'acétate de plomb, ainsi que Giobert l'a observé d'abord, et plus récemment M. Hume. *Ann. de Chim.* XII, 15; et *Phil. Mag.* XX, 16.

[3] Homberg, *Mém. Par.* 1684. Il fut publié des dissertations à ce sujet dans les Transactions philosophiques, pour 1681, par Sturmius, d'abord, et ensuite par le docteur Slare.

geant de lui la promesse qu'il ne le révélerait à nulle autre personne. Bientôt après, il fit voir publiquement son phosphore en Angleterre et en France, espérant sans doute que ce serait pour lui un moyen de faire promptement sa fortune. Kunkel, qui avait fait part à Kraft de l'intention où il était de se procurer la possession du procédé, s'étant trouvé piqué de la conduite perfide de son ami, travailla à le découvrir lui-même, et il y parvint, en 1674, quoiqu'il n'eût appris de Brandt autre chose, sinon que l'urine était la substance qui avait produit le phosphore [1] : aussi a-t-il été toujours et justement reconnu pour être un de ceux à qui la découverte du phosphore est due. Boyle découvrit aussi le phosphore, quoique Leibnitz assure que Kraft lui avait communiqué son procédé, et que Kraft l'ait également déclaré à Stahl; mais l'assertion d'un trafiquant de secrets, qui avait trompé son ami, ne peut pas prévaloir sur l'affirmation de Boyle, qui était non-seulement un des plus grands philosophes, mais encore un des hommes les plus vertueux de son siècle; et Boyle assure positivement qu'il a fait la découverte du phosphore avant d'avoir eu connaissance du procédé de Brandt [2].

Boyle révéla le procédé à son assistant, M. Godfrey-Hankwitz, apothicaire à Londres, qui continua pendant très-long-temps de fournir le phosphore à toute l'Europe; et c'est par cette raison qu'il n'était alors connu des chimistes que sous le nom de *phosphore d'Angleterre* [3]. D'autres chimistes cependant avaient bien essayé de le produire, mais vraisemblablement sans succès, jusqu'en 1737 [4], époque à laquelle il vint à Paris un étranger qui offrit de faire le phosphore. Le gouvernement français lui accorda une récompense pour la communication de son procédé. Hellot, Dufay, Geoffroy et Duhamel, le lui virent exécuter avec succès, et dans les mémoires de l'académie des sciences de la même année 1737, Hellot le publia dans le plus grand détail.

Ce procédé consistait à évaporer à siccité de l'urine putré-

---

[1] C'est le récit de Kunkel lui-même, dans son *Laboratorium chimicum*. P. 160. *Voy.* aussi Wiegleb's, *Geschichte der Wachsthums und der erfindungen in der chemie*. Vol. I, p. 41.

[2] Boyle's, works abridged, by Shaw. III, 174.

[3] *Voy.* Hofman's experiments, publiés en 1712, on his observer. phys.-chim. select V. I, p. 304.

[4] Stahl, *Fundam. chim.* II, 58.

fiée, à chauffer jusqu'au rouge le résidu épaissi de cette évaporation, à le laver avec de l'eau pour en séparer les substances salines, à le faire sécher, et à le porter alors graduellement dans des cornues de grès, au plus haut degré d'intensité de chaleur. Ce procédé, long, dégoûtant et très-dispendieux, ne donnait qu'une petite quantité de produit. Le célèbre Margraf, qui s'était livré, vers la même époque, à la recherche du phosphore, publia, peu de temps après, un procédé beaucoup plus prompt et plus productif, dont il devait la première idée à Henkel. Il consistait à mêler un sel de plomb avec l'urine épaissie. Il trouva même que l'urine contenait un sel particulier [1] dont le phosphore est séparé lorsqu'on le chauffe avec le charbon [2].

Ce fut en 1769 que Gahn, chimiste suédois, découvrit que le phosphore est contenu dans les os [3], et peu de temps après, Schéele trouva un procédé pour l'en obtenir. On se le procure généralement aujourd'hui de cette manière. Le procédé que nous avons décrit en commençant cette section, est celui de Fourcroy et Vauquelin. Celui que les fabricans de phosphore emploient habituellement est un perfectionnement du procédé de Schéele.

Bientôt après la découverte du phosphore, il fut soumis à beaucoup d'expériences par Slare et Boyle. Hoffman publia, en 1722, sur cette substance, une dissertation qui renferme quelques faits curieux; mais Margraf fut le premier qui examina ses effets sur d'autres corps, et la nature des combinaisons qu'elle forme. Pelletier continua avec beaucoup de succès cet examen. Les expériences de Lavoisier présentèrent des résultats encore plus importans; elles fondèrent une époque mémorable dans la science de la chimie.

Il a été fait depuis beaucoup d'expériences importantes sur le phosphore, par Davy, et par Gay-Lussac et Thénard. Thénard [4] et Vogel [5] ont fait des recherches sur la poudre rouge qui reste après la combustion du phosphore, et sur les changemens que produit sur cette poudre l'action de la lu-

---

[1] Connu alors sous le nom de *sel fusible de l'urine*, actuellement appelé *phosphate d'ammoniaque*.

[2] Mél. Berlin, 1740, VI, 54. — Mém. acad. Berlin, 1746, p. 81. — Opusc. de Margraf. I, 30.

[3] Bergman's notes on Scheffer. P. 208, édition de 1741.

[4] Ann. de chim., XXXVI, 225.

[5] *Ibid*, XXXV, 225.

mière. Dulong [1] et Berzelius [2] ont examiné la combinaison du phosphore avec l'oxigène, et j'avais fait quelques expériences sur le composé qu'il forme avec l'hydrogène [3].

1. Le phosphore est ordinairement d'une couleur légèrement ambrée; mais lorsqu'il a été préparé avec soin, il est à-peu-près incolore et transparent [4]; lorsqu'il a été conservé pendant quelque temps dans l'eau, il devient opaque à l'extérieur, et ressemble beaucoup alors à de la cire blanche, dont il a à-peu-près la consistance. On peut le couper avec un couteau, ou le tordre avec les doigts. Il est insoluble dans l'eau : sa pesanteur spécifique moyenne est de 1,770. Propriétés.

2. Le phosphore se fond à la température de 37° centig. [5] J'ai reconnu, dans mes expériences, qu'il exige une température de 42° centigrades pour être en fusion complète. Il faut avoir soin de tenir le phosphore sous l'eau quand on le fond; car il est si combustible, qu'il ne pourrait être facilement fondu à l'air sans qu'il prît feu. Le phosphore nouvellement préparé est toujours sale, parce qu'il est mêlé avec de la poussière de charbon et d'autres impuretés. On l'en sépare en le fondant sous l'eau et en le faisant passer, dans cet état, à travers un morceau nettoyé de peau de chamois. On peut le former en bâtons en en mettant dans un entonnoir de verre à long tube, fermé à son extrémité par un bouchon de liége, et en plongeant le tout dans l'eau chaude : le phosphore se fond et prend la forme du tube. On l'en fait sortir aisément avec un petit morceau de bois, lorsqu'il est refroidi. Le phosphore s'évapore, à l'abri du contact de l'air, à la température de 104° centigrades. Il y entre en ébullition à celle de 290° cent [6].

3. Le phosphore est dissout en petite proportion par l'alcool, l'éther et les huiles. Ces dissolutions sont transparentes. Lorsque l'alcool, ou l'éther est mêlé avec l'eau, le phosphore se sépare et brûle à la surface du liquide. Lorsqu'on place

[1] Ann. de Chim. et Phys. II, 141.
[2] Annals of Philosophy. VIII, 87.
[3] *Ibid.*
[4] Thénard nous apprend que le phosphore fondu étant alors refroidi subitement, devient entièrement noir, mais qu'il reprend son premier aspect en le fondant de nouveau, et le laissant refroidir tranquillement. Ann. de chim., LXXXI, p. 109. Il y a lieu de croire qu'il y avait quelque chose de particulier relativement au phosphore qu'il employa.
[5] Pelletier, *Journ. de Phys.* XXXV, 380.
[6] *Ibid.* p. 381.

dans une chambre obscure un papier imprégné d'une dissolution huileuse de phosphore, il donne une lueur vive, si la température est au-dessous de 16° centigrades; mais à une température plus basse, la lumière est à peine sensible.

Est un poison.

4. Le phosphore pris intérieurement est un poison [1], lorsqu'on le prend en très-petites quantités (comme de 1 ou 2 centigrammes) et extrêmement divisé. C'est, suivant Le Roi, un moyen très-efficace pour restaurer et rétablir les forces des jeunes personnes épuisées par l'abus des plaisirs des sens; je suppose qu'il agit alors comme aphrodisiaque.

Son union avec l'oxigène.

II. Le phosphore a la propriété de se combiner avec l'oxigène, en quatre proportions au-moins, et de former quatre composés, qui ont reçu les noms de

1. Oxide phosphoreux.
2. Acide hypophosphoreux.
3. Acide phosphoreux.
4. Acide phosphorique.

Brûle à l'air.

1. Le phosphore exposé à l'air, répand une vapeur blanche, qui a l'odeur d'ail, et qui est lumineuse dans l'obscurité. Cette vapeur est d'autant plus abondante, que la température est plus élevée. Elle est occasionnée par la combustion graduelle du phosphore, qui à la fin disparaît en totalité.

Soluble dans le gaz oxigène.

2. Si l'on met un morceau de phosphore sous une cloche de verre remplie de gaz oxigène, ce gaz en dissout une partie à la température de 16° centigrades. Mais le phosphore ne devient lumineux que lorsque sa température est élevée à 27° centigrades [2]; d'où il suit que le phosphore brûle à une température plus basse dans l'air, que dans le gaz oxigène. Cette faculté qu'a le phosphore de brûler lentement à la température ordinaire de l'atmosphère, rend indispensable la précaution de le conserver dans des vaisseaux remplis d'eau. L'eau doit être préalablement dépouillée par l'ébullition, de l'air que ce liquide contient ordinairement. Les vases où est renfermé le phosphore doivent être placés dans un endroit obscur, car lorsqu'il est exposé à la lumière, il prend très-promptement une couleur blanche, qui passe graduellement au brun foncé.

---

[1] Ann. de Chim. XXVII, 87.
[2] Fourcroy et Vauquelin, *Ann. de Chim.* XXI, 196.

3. Le phosphore chauffé à 60° cent. prend feu; il brûle avec une flamme très-brillante, accompagnée d'une grande quantité de fumée blanche, lumineuse dans l'obscurité, et en répandant une odeur qui a beaucoup d'analogie avec celle de l'ail. Sa combustion ne laisse aucun résidu; mais lorsqu'on recueille la fumée blanche qui s'exhale pendant qu'elle a lieu, on trouve que c'est un *acide*. Stahl considérait cet acide comme étant l'acide hydrochlorique. Suivant ce chimiste, le phosphore est composé d'acide hydrochlorique et de phlogistique, et sa combustion n'est que la séparation de ce dernier principe. Il allait même jusqu'à déclarer, que pour faire le phosphore, il n'était besoin que de combiner l'acide hydrochlorique avec le phlogistique [1]. Converti par la combustion.

Ces assertions ayant eu quelque crédit, la composition et la nature du phosphore restèrent complètement ignorées jusqu'en 1740, époque à laquelle Margraf de Berlin publia ses expériences. Ce savant voulut essayer de produire du phosphore par la combinaison de l'acide hydrochlorique et du phlogistique; mais de quelque manière qu'il variât son procédé, dans quelqu'état qu'il présentât l'acide au phlogistique, et par quelque substance que celui-ci fût fourni, tous ses essais furent inutiles, et il se vit forcé de renoncer à la possibilité de cette combinaison. En examinant l'acide qui se forme pendant la combustion du phosphore, il trouva que ses propriétés différaient essentiellement de celles de l'acide hydrochlorique, et par conséquent que c'était une substance particulière distincte [2], à laquelle on donna le nom d'*acide phosphorique*; et il fut alors établi que le phosphore est un composé de cet acide uni au phlogistique. En acide phosphorique.

Mais Margraf avait observé que l'acide phosphorique est plus lourd que le phosphore d'où il provenait, et Boyle avait reconnu, long-temps auparavant, que le phosphore ne brûlerait pas sans le contact de l'air. Ces faits suffirent pour prouver l'inexactitude de la théorie de la composition du phosphore; mais ils restèrent eux-mêmes sans avoir été vérifiés, jusqu'au moment où Lavoisier publia ces expériences célèbres, qui répandirent un si grand jour sur la nature et la composition des acides [3].

[1] Trois cents expériences de Sthal.
[2] Margraf's, Opusc. 1, 66.
[3] Mém. Par. 1778 et 1780.

Après avoir vidé d'air un grand ballon de verre, l'avoir pesé exactement, et rempli de gaz oxigène, il y introduisit 6 grammes de phosphore. Le globe était garni d'un robinet, au moyen duquel on y admettait le gaz oxigène à volonté. On enflamma le phosphore avec un verre ardent. La combustion fut extrêmement rapide, accompagnée d'une flamme brillante, et de beaucoup de chaleur. Il se formait, à mesure qu'elle avait lieu, une grande quantité de flocons blancs, qui s'attachaient à la surface intérieure du ballon, et le rendirent opaque; ils devinrent à la fin si abondans, que le phosphore s'éteignit, quoique le ballon fût constamment fourni de gaz oxigène. Après avoir laissé refroidir le ballon, on le pesa de nouveau avant de l'ouvrir. On s'assura de la quantité d'oxigène employée pendant l'expérience; et le phosphore qui restait encore, sans avoir éprouvé aucun changement, fut pesé avec soin. Le poids des flocons blancs, qui n'étaient autre chose que de l'acide phosphorique par, se trouva être exactement égal à ceux du phosphore et de l'oxigène, qui avaient disparu dans l'expérience. L'acide phosphorique avait donc dû être formé par la combinaison de ces deux corps; car le poids absolu de toutes les substances ensemble se trouvait être le même après l'opération qu'auparavant [1]. Il est impossible alors que le phosphore soit composé d'acide phosphorique, puisque le phosphore lui-même entre dans la composition de cet acide.

Qui est la combinaison du phosphore avec l'oxigène.

Lavoisier tira de ses expériences la conclusion que l'acide phosphorique est composé de 100 parties de phosphore et de 154 parties d'oxigène; mais sa manière de procéder n'était pas suffisamment précise pour mériter confiance. Rose essaya d'obtenir des résultats plus exacts en acidifiant le phosphore par l'acide nitrique. Suivant lui, l'acide phosphorique est un composé de 100 de phosphore et de 114,75 d'oxigène [2]. Mais ce mode d'opérer est encore plus défectueux que celui de Lavoisier. J'ai répété l'expérience de Rose au moins une douzaine de fois, et je n'ai pas obtenu deux résultats qui coïncidassent entre eux. Mais nous pouvons reconnaître, avec une très-grande exactitude, par un autre

[1] Chimie de Lavoisier. Part. I, chap. 5.

[2] Gehlen's Journal, fur die Chemie, Physik und Mineralogie. II, 309.

moyen, la composition de cet acide; c'est en examinant la composition des sels neutres qu'il forme avec les différentes bases. Nous verrons, dans la suite, que les nombres qui représentent le poids d'un atôme de chacun des corps suivans, sont :

Oxide jaune de plomb.	14
Barite.	9,75
Soude.	4
Chaux.	3,625

Il résulte des analyses de Berzelius et des miennes, que les sels neutres qui suivent, formés de ces bases et d'acide phosphorique, sont composés, savoir :

Phosphate de plomb.			Phosphate de baryte.		
Acide. .	100. .	4,45	Acide. .	100. .	4,54
Base. . .	314. .	14	Base. . .	214,46	9,75
Phosphate de soude.			**Phosphate de chaux.**		
Acide. .	100. .	4,57	Acide. .	100. .	4,53
Base. . .	87. .	4	Base. . .	80. .	3,625

Dans ces petites tables, le nombre au-dessus du poids d'un atôme de la base, représente le poids d'un atôme d'acide phosphorique. Or, le plus grand de ces nombres étant 4,57, et le plus petit de 4,45, le terme moyen des quatre, sera de 4,525, et se rapprochera de très-près du véritable poids d'un atôme d'acide phosphorique, et par conséquent nous pourrons prendre 4,5 comme représentant ce poids. On verra plus loin, dans cette section, que 1,5 représente le poids d'un atôme de phosphore; donc l'acide phosphorique doit être composé de

Phosphore. . . .	1,5. . . .	100
Oxigène.	3. . . .	200

Il est probable que si la quantité d'oxigène, qui se combine au phosphore a été trouvée, par l'expérience, si petite, c'est que le phosphore n'avait pas été converti en totalité en acide phosphorique.

4. L'acide phosphoreux fut obtenu, pour la première fois, à l'état de pureté, par Humphry-Davy. En faisant passer du phosphore à travers du *sublimé corrosif* *, *perchlorure de mercure*, on obtient un liquide qui fut découvert par Gay- Acide phosphoreux.

* Substance qui sera décrite dans une section suivante.

Lussac et Thénard, et que Davy reconnut être un *protochlorure* de phosphore. Lorsque ce liquide est mêlé avec l'eau, celle-ci est décomposée et convertie en acides hydrochlorique et phosphoreux. Il suffit d'une chaleur modérée pour dégager l'acide hydrochlorique, et il reste l'acide phosphoreux pur, combiné avec de l'eau [1]. Il paraîtrait, ainsi que nous le verrons ci-après, dans cette section, que l'acide phosphoreux est composé de 1,5 phosphore, et 2 oxigène, et par conséquent de . . . . . .

Phosphore.	100
Oxigène.	133,33

Acide hypophosphoreux.

5. L'acide hypophosphoreux fut découvert, en 1816, par Dulong [2]. L'union du phosphore avec la chaux ou la barite forme deux composés bien connus sous les noms de *phosphure de chaux* ou *de phosphure barite*, et que nous décrirons ci-après. Lorsqu'on met ces composés dans l'eau, ce liquide est décomposé, et il y a deux acides formés par la combinaison de l'oxigène de l'eau avec une portion du phosphore, tandis que l'autre portion du phosphore, en s'unissant à l'hydrogène de l'eau, donne naissance à de l'hydrogène phosphoré, qui se dégage à l'état de gaz; les deux acides sont l'acide phosphorique et l'acide hypophosphoreux, qui se combinent l'un et l'autre avec la chaux ou la barite, en formant, avec ces bases, des *phosphate* et *hypophosphite* de chaux ou de barite. Le premier de ces sels est indissoluble dans l'eau; mais le second se dissout dans ce liquide. M. Dulong mit du phosphure de barite dans l'eau, et lorsque le développement du gaz hydrogène phosphoré fut cessé, il filtra le liquide. Il contenait alors de l'hypophosphite de barite en dissolution. Il ajouta à cette dissolution, et avec précaution, de l'acide sulfurique jusqu'à cessation de tout précipité; il sépara ainsi la barite en totalité. Le liquide clair décanté, consistait en une dissolution d'acide hypophosphoreux dans l'eau. Pour parvenir à reconnaître les proportions de cet acide, Dulong le convertit en acide phosphorique, en le soumettant à l'action du chlore. Il le considéra comme étant composé de

Phosphore.	100
Oxigène.	37,44

[1] Phil. Trans. 1812, p. 407.
[2] Ann. de Chim. et Phys. II, 141.

Mais la méthode qu'il avait employée ne paraît pas susceptible de beaucoup de précision, et en effet, elle est trop compliquée pour être suivie avec une grande exactitude. D'après des expériences, dont il sera parlé dans cette section, je suis porté à penser que la composition de l'acide hypophosphoreux est

Phosphore. . . .	1,5.	100
Oxigène.	1, ...	66,66

Ainsi les trois acides de phosphore sont composés, ainsi qu'il suit :

	Phosphore.	Oxigène.
Acide hypophosphoreux. .	1,5. . .	1
Acide phosphoreux.	1,5. . .	2
Acide phosphorique. . . .	1,5. . .	3

Ou, le premier de ces acides consiste dans un atôme de phosphore uni à un atôme d'oxigène, le second un atôme de phosphore uni à deux atômes d'oxigène, et le troisième dans un atôme de phosphore uni à trois atômes d'oxigène.

6. Quoique le phosphore pur ne s'allume que lorsqu'il est chauffé à 60° centigrades, il se rencontre, néanmoins, du phosphore qui brûle à des températures beaucoup plus basses. La chaleur de la main suffit souvent pour le faire brûler vivement; quelquefois même il prend feu par sa simple exposition à l'air. Dans tous ces cas, le phosphore n'éprouve aucun changement. On pense, à présent, que cet accroissement de combustibilité du phosphore est dû à une petite quantité d'oxigène avec lequel il est combiné; et dans cet état, on le distingue par le nom d'*oxide de phosphore*. Lorsqu'on expose un peu de phosphore à la chaleur de l'eau bouillante dans un tube de verre long et étroit, il se recouvre d'une lumière douce, et il s'exhale par degrés à l'état d'une vapeur blanche qui tapisse les parois du tube : cette vapeur est l'*oxide* de phosphore. Cet oxide a l'apparence de beaux flocons blancs qui ont de la cohérence, et il a beaucoup plus de volume que le phosphore employé. Lorsqu'il est légèrement chauffé, il prend feu et brûle avec éclat. Exposé à l'air, il en attire puissamment l'humidité, et se convertit en une liqueur acide *. Lorsqu'on a oxidé ainsi un peu de phosphore, en le chauffant dans une petite boîte d'étain, il ac-

Oxide de phosphore.

* Steinacher, *Ann. de Chim.* XLVII, 104.

quiert la propriété de prendre feu à l'air. On s'en sert souvent, dans cet état, pour allumer les chandelles, sous le nom de *mèches phosphoriques*, le phosphore étant quelquefois mêlé avec un peu d'huile, quelquefois avec du soufre.

Lorsque le phosphore a été soumis pendant long-temps à l'action de l'eau, il finit par se recouvrir d'une croûte blanche, que l'on considère aussi comme un oxide de phosphore; mais ce dernier oxide diffère considérablement de celui que nous venons de décrire. Il est cassant, moins fusible, et beaucoup moins combustible que le phosphore lui-même [1]. Le phosphore, lorsqu'il est nouvellement préparé, contient ordinairement de ce dernier oxide de phosphore en état de mélange avec lui; mais on l'en sépare aisément, en plongeant la masse de phosphore dans de l'eau chaude à 38° centigrades. Le phosphore se fond, tandis que l'oxide reste, nageant à la surface du phosphore fondu, sans avoir éprouvé de changement.

La substance rouge qui reste après la combustion du phosphore dans une cloche de verre, est aussi considérée comme un oxide de phosphore. Tous ces corps contiennent très-peu d'oxigène. J'ai essayé, mais sans succès, d'en déterminer la proportion.

Union avec le chlore.

III. Le phosphore a la propriété de s'unir en deux proportions avec le chlore, et de former ainsi deux composés, qui ont reçu les noms de *protochlorure* et *perchlorure* de phosphore [2].

Protochlorure.

1. Lorsqu'on introduit du phosphore dans le gaz chlore, il prend feu et brûle avec une flamme pâle d'un blanc bleuâtre, ne donnant que peu de lumière. Il se sublime une matière blanche qui tapisse les parois du vaisseau dans lequel l'expérience se fait. Si le phosphore employé est en quantité considérable, il se forme, en même-temps, vers la fin de la combustion, un peu de liquide. La combustion du phosphore dans le chlore a été répétée un grand nombre de fois par la plupart des chimistes, depuis la découverte du gaz chlore; mais, en examinant la nature des produits, aucun d'eux

---

[1] Steinacher, *Ann. de Chim.* XLVII, 104.

[2] Humphry-Davy a donné à ces corps les noms de *phosphorane* et *phosphorana*; mais sa nomenclature n'a pas été adoptée par les chimistes. *Voy.* Phil. Trans. 1812, p. 42.

n'avait établi en théorie, ainsi que Davy l'a fait le premier, que le chlore est un corps simple.

2. Le *protochlorure de phosphore* a été obtenu en quantités, et examiné, pour la première fois, par Gay-Lussac et Thénard[1]; mais ce fut Davy qui en reconnut et détermina les parties constituantes[2]. On l'obtient aisément, en faisant passer du phosphore en vapeur à travers du *sublimé corrosif*, *perchlorure de mercure*, chauffé dans un tube de verre ou de porcelaine. Pour cela, on met au fond d'un tube de verre ou de porcelaine, fermé par un bout, une certaine quantité de phosphore, et on remplit alors en très-grande partie le tube avec du perchlorure de mercure. On chauffe cette partie du tube qui contient le perchlorure, et en appliquant ensuite quelques morceaux de charbon, rouges de feu, à l'extrémité du tube où est le phosphore, la chaleur le réduit en vapeur, et il passe ainsi à travers le perchlorure. On a adapté à l'autre extrémité du tube, celle qui contenait le perchlorure, un tube recourbé bien luté, qui plonge jusqu'au fond d'un récipient convenable. Il se condense dans ce récipient un liquide qu'on en peut facilement retirer, et qui est le *protochlorure de phosphore*.

Ce liquide est incolore comme l'eau; il répand des fumées épaisses lorsqu'il a le contact de l'air, et il a une saveur acide très-caustique. Sa pesanteur spécifique est 1,45[3]. On peut le conserver dans des vaisseaux fermés, sans qu'il éprouve d'altération; mais exposé au contact de l'air, il se dissipe promptement en déposant une grande quantité de phosphore. Ce liquide a la propriété de dissoudre du phosphore; lorsqu'on y plonge du papier, et qu'on l'expose ainsi imbibé à l'air, il ne tarde point à s'évaporer, en laissant sur le papier du phosphore, qui prend feu tout aussitôt et le brûle. Ce fut dans cet état que Gay-Lussac et Thénard obtinrent les premiers le protochlorure de phosphoré.

Lorsqu'on met ce protochlorure dans l'eau, il s'y convertit en acides hydrochlorique et phosphorique. Cette substance liquide donne, par sa concentration, un fluide épais, qui se

[1] Recherches physico-chimiques, II, 98, 176.
Ces chimistes se servirent, pour se procurer cette substance, du protochlorure de mercure, au-lieu du perchlorure de ce métal qu'employa Davy. (*Note du Traducteur.*)
[2] Phil. Trans. 1812, p. 406.
[3] Davy, *ibid.*

cristallise, par refroidissement, en cristaux transparens, sous la forme de parallélipipèdes. Ces cristaux sont composés d'acide phosphoreux et d'eau. Lorsqu'on les distille en vaisseaux clos, il y a dégagement d'un gaz, qui est un composé d'hydrogène et de phosphore, et qu'on peut appeler *bihydrogure de phosphore*. Il reste de l'acide phosphorique dans la cornue. Il résulte des expériences de Davy, que ces cristaux sont composés de quatre parties d'acide phosphoreux et d'une partie d'eau [1]. Il voulut s'assurer de la composition du protochlorure de phosphore en dissolvant une quantité connue de ce corps dans l'eau, et en précipitant, par le nitrate d'argent, l'acide hydrochlorique formé. Un gramme environ du protochlorure ainsi traité, produisit près de 3 grammes de chlorure d'argent [2]; or, 3 grammes de chlorure d'argent contiennent environ 0,700 de chlore, donc le protochlorure est composé de

Chlore	10,62.....	5,34.....	4,5
Phosphore	2,98.....	1,5.....	1,26

On voit, par cette analyse, que le protochlorure de phosphore est un composé d'un atôme de chlore et d'un atome de phosphore. Mais les nombres que nous avons établis, de 4,5 pour le poids d'un atôme de chlore, et de 1,5 pour le poids d'un atôme de phosphore, ne correspondent pas bien avec l'expérience de Davy. Elle coïnciderait exactement avec nos nombres, si la quantité de chlorure d'argent formé n'était que de 2,600 au lieu de 3 grammes. Or, c'est une erreur qu'on peut facilement commettre dans une expérience faite sur une aussi petite échelle.

Perchlorure. 3. On peut former aisément le perchlorure de phosphore en brûlant du phosphore dans le gaz chlore sec, dans la proportion de 6,5 centigrammes du premier et de 197 centim. cubes du second. C'est une substance d'un blanc de neige, excessivement volatile, qui se réduit en vapeur à la température au-dessous de celle de l'eau bouillante. Sous une certaine pression, elle peut être mise en fusion, et alors elle cristalise en prismes qui sont transparens. Lorsqu'on la met dans l'eau, il se produit une action violente; l'eau est décomposée, et il y a formation d'acides hydrochlorique et phosphorique. Ce perchlorure semble avoir les propriétés acides, car sa va-

[1] Davy, *Phil. Trans.*, p. 408.
[2] *Ibid.*, p. 407.

peur rougit le papier de tournesol, et lorsqu'elle a été allumée, elle brûle à l'air. Lorsqu'on le fait traverser un tube rouge de feu avec du gaz oxigène, il est décomposé; il se forme de l'acide phosphorique, et le chlore est dégagé.

Il résulte des expériences de Davy, à qui nous sommes redevables de la connaissance de tous les faits qui précèdent, que 10 centigrammes de phosphore, dans leur conversion en perchlorure, se combinent avec environ 55 centigrammes de chlore [1]. On voit donc ainsi que c'est un composé d'un atôme de phosphore et de deux atômes de chlore. Si nos nombres, de 1,5 pour le poids d'un atôme de phosphore et de 4,5 pour le poids d'un atôme de chlore, étaient exacts, le composé devrait être alors de

Phosphore..... 1,5
Chlore..... 4,5 × 2=9

Or, cette composition diffère très-peu des résultats obtenus par Davy.

Union avec l'iode.

IV. Le phosphore a la propriété de se combiner avec l'iode en deux proportions, et de former ainsi deux composés qu'on peut appeler *proto-iodure de phosphore*, et *periodure de phosphore*. Davy fit mention le premier de ces substances [2]; mais c'est à Gay-Lussac que nous sommes redevables de les avoir examinées plus particulièrement et avec le plus d'attention [3].

Proto-iodure.

1. Lorsqu'on mêle ensemble dans un tube mince de verre une partie de phosphore et 10,41 parties d'iode, ces deux substances s'unissent très-rapidement, avec dégagement de beaucoup de chaleur, mais sans lumière. La combinaison est un corps solide d'un brun rougeâtre, fusible à 100° centigrades et volatile à une température un peu plus élevée. En mettant ce corps dans l'eau, il s'y dissout et est converti en acides hydriodique et phosphoreux [4]. Il est évidemment composé de

Phosphore..... 1..... 1,5
Iode..... 10,41.. 15,625

ou, un atôme de phosphore et un atôme d'iode : c'est par conséquent un *proto-iodure de phosphore*.

Periodure.

2. Lorsque le mélange du phosphore et de l'iode est

[1] Phil. Trans. 1812, p. 406.
[2] *Ibid.* 1814, p. 79.
[3] Ann. de Chim. XCI, p. 9
[4] Les proportions de Gay-Lussac sont 1 de phosphore et 8 d'iode.

dans les proportions d'une partie du premier et de 20,82 parties du second, la combinaison s'opère également avec violence et dégagement considérable de chaleur. Le composé formé est noir, fusible à la température de 46° centigrades. L'eau le dissout avec une vive chaleur; mais la dissolution conserve ordinairement une couleur noire, que je crois être due à ce que tout le phosphore n'est pas entré en combinaison. Il en résulte un excès d'iode qui est dissout par l'acide hydriodique formé; car dans mes essais, il restait toujours, après que toute action de l'eau avait cessé, une petite portion de phosphore non dissout. Ce composé, en le supposant dans les proportions ci-devant établies, est formé de

Phosphore... 1..... 1,5
Iode..... 20,82... 15,625 × 2 = 31,250

ou, c'est un composé d'un atôme de phosphore uni à deux atômes d'iode.

V. On ne connait rien encore relativement à la combinaison du phosphore et du fluor.

Soluble dans l'azote.

VI. Lorsqu'on plonge du phosphore dans du gaz azote, il y est dissout en petite proportion. Son volume est augmenté des 0,025 environ [1], et le résultat est du gaz azote phosphoré. Ce gaz, étant mêlé avec du gaz oxigène, devient lumineux à raison de la combustion du phosphore qui y est dissout. La combustion a plus rapidement lieu lorsqu'on fait dégager les bulles du gaz azote phosphoré dans une cloche remplie de gaz oxigène. Lorsque les gaz oxigène phosphoré et azote phosphoré sont mêlés ensemble, il n'y a point de lumière produite, même à la température de 28° centigrades [2].

Hydrogure.

VII. Le phosphore se combine avec l'hydrogène en deux proportions, formant deux composés gazeux auxquels on a donné les noms d'*hydrogène phosphoré* et de *gaz hydrophosphorique*, mais ceux d'*hydrogure de phosphore*, et de *bihydrogure de phosphore*, seraient plus systématiques.

1. Le gaz hydrogène phosphoré, le premier de ces composés, fut découvert par Gingembre, en 1783; il l'obtint en chauffant, dans une petite cornue, un mélange de potasse

---

Mais la proportion de l'iode est trop faible, ainsi que je l'ai reconnu par expérience. C'est à cela que j'attribue le dégagement de gaz hydrogène phosphoré qui avait lieu dans ses expériences.

[1] Berthollet.

[2] Fourcroy et Vauquelin, *Ann. de Chim.* XXI, 199.

liquide et de phosphore. Il fit quelques expériences sur ce gaz remarquable, et publia un exposé de ses propriétés [1]. En 1786, M. Kirwan [2], qui ne savait pas que ce gaz était déjà connu des chimistes par le travail de M. Gingembre, l'obtint aussi en faisant quelques expériences à ce sujet. En 1791, M. Raymond annonça un procédé pour le préparer en grandes quantités, en chauffant un mélange de phosphore et de chaux vive [3]; et en 1799, il décrivit les propriétés de la dissolution de ce gaz dans l'eau. M. Dalton, dans son *nouveau système de philosophie chimique*, publié en 1810, présente le détail d'une suite d'expériences auxquelles il avait soumis le gaz hydrogène phosphore, ayant pour objet d'en déterminer la nature et la composition [4]; et en 1816, j'ai publié les expériences que j'avais faites sur ce gaz [5].

2. On peut obtenir le gaz hydrogène phosphoré à l'état de pureté, en opérant ainsi qu'il suit. On remplit une petite cornue d'eau aciduléé, par de l'acide hydrochlorique, et on y met du phosphure de chaux en morceaux. On fait plonger le bec de la cornue sous l'eau, et on renverse dessus une cloche remplie de ce liquide. Le gaz hydrogène phosphoré se dégage en grande abondance, et la cloche de verre est bientôt remplie. 16 grammes environ de phosphore de chaux produisent environ un décimètre cube de gaz.

3. Le gaz hydrogène phosphoré est incolore, permanent et élastique comme l'air; son odeur ressemble à celle des oignons, et sa saveur est excessivement amère. On peut le garder dans l'eau pure sans qu'il éprouve d'altération; mais dans de l'eau qui n'a pas été dépouillée d'air, il perd promptement une partie de son phosphore, et il en résulte que ses propriétés ne sont plus les mêmes. Sa pesanteur spécifique est 0,9024; ainsi, à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, un décimètre cube de ce gaz pèse un peu moins de deux grammes.

Lorsqu'on fait passer pendant quelque temps des étincelles électriques à travers ce gaz, il se dépose du phosphore et il

---

[1] Mémoires des savans étrangers. X, 651.
[2] Phil. Trans. 1786, p. 118.
[3] Ann. de Chim. X, 19.
[4] Vol. II, p. 457.
[5] Annals of Philosophy. VIII, 87.

reste du gaz hydrogène pur. Mais le volume du gaz n'est point altéré par cette électrisation; d'où il suit que le gaz hydrogène phosphoré consiste en gaz hydrogène tenant du phosphore en dissolution. On déduit la quantité de ce phosphore de la différence entre la pesanteur spécifique du gaz hydrogène et celle du gaz hydrogène phosphoré.

Pesanteur spécifique du gaz hydrogène phosphoré	0,9022
Idem du gaz hydrogène	0,0694
Phosphore	0,8328

Ainsi donc le gaz hydrogène phosphoré est composé de

Hydrogène	0,0694	ou 1
Phosphore	0,8328	ou 12

de sorte que le gaz hydrogène phosphoré contient $\frac{1}{13}$ de son poids d'hydrogène, et $\frac{12}{13}$ de phosphore. Actuellement, si nous reconnaissons que le poids d'un atôme d'hydrogène est 0,125, et que le poids d'un atôme de phosphore est 1,5, il est évident que le gaz hydrogène phosphoré est composé d'un atôme d'hydrogène et d'un atôme de phosphore; car $0{,}125 \times 12 = 1{,}5$.

Lorsque le gaz hydrogène phosphoré a le contact de l'air, il prend feu et brûle avec un grand éclat. Cependant on peut le mêler dans un tube étroit, avec le gaz oxigène, sans qu'il éprouve de combustion spontanée; mais il est dépouillé de son phosphore sans aucune altération dans son volume. Il exige, pour sa combustion complète, un volume, ou un volume et demi de gaz oxigène. Dans l'un et l'autre cas, les deux gaz mis en contact avec l'eau disparaissent totalement; or, dans les deux cas, un demi-volume de gaz oxigène a dû s'unir avec un volume d'hydrogène et former de l'eau; de manière que le phosphore, dans l'hydrogène phosphoré, se combine soit avec un demi-volume, soit avec un volume de gaz oxigène. Je suppose que, dans le premier cas, il y a formation d'acide hypophosphoreux, et d'acide phosphoreux dans le second.

Lorsqu'après avoir mêlé un volume de gaz hydrogène phosphoré avec trois volumes de deutoxide d'azote, on fait passer l'étincelle électrique à travers ce mélange, il se produit une détonation, et il reste 1 ½ volume de gaz azote. Mais le deutoxide d'azote contient la moitié de son volume

d'oxigène, d'où il suit que dans ce cas l'hydrogène phosphoré s'est combiné avec un volume et demi de gaz oxigène. Si ces deux gaz sont mêlés sur l'eau et qu'on fasse arriver sur eux une bulle de gaz oxigène, il se produit immédiatement une détonation.

Lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers le mélange d'un volume de gaz hydrogène phosphoré, et de trois volumes de protoxide d'azote, il y a détonation, et il reste trois volumes de gaz azote. Mais le protoxide d'azote est composé de 1 volume d'azote + ½ volume d'oxigène, condensés en 1 volume; de manière que 3 volumes, s'ils étaient décomposés, constitueraient 3 volumes d'azote et 1 ½ volume de gaz oxigène; d'où il suit que, dans ce cas aussi, l'hydrogène phosphoré se combine avec 1 ½ volume d'oxigène.

Le mélange des gaz hydrogène phosphoré et chlore, brûle avec une flamme d'un jaune verdâtre; et lorsque ce mélange est dans les proportions d'un volume du premier de ces gaz, et de trois volumes du second, ils disparaissent entièrement, étant convertis en acide hydrochlorique, et dans une matière brune, qui se dissout promptement dans l'eau, et qui est sans doute un bichlorure de phosphore.

En chauffant l'iode dans le gaz hydrogène phosphoré, il se forme un iodure de phosphore, et probablement aussi de l'acide hydriodique; car lorsqu'il y a présence d'eau, le volume du gaz diminue d'un tiers.

L'eau, suivant les expériences du docteur Henry, dissout au-delà de deux pour cent de gaz hydrogène phosphoré. La dissolution est de couleur jaune, d'une saveur fortement amère, et son odeur ressemble à celle du gaz. Ce gaz n'altère point les couleurs bleues végétales, mais il précipite en noir de leurs dissolutions, l'argent, le mercure et le cuivre.

Bihydrogure de phosphore.

4. Le gaz hydrophosphorique, ou bihydrogure de phosphore, a été particulièrement examiné, pour la première fois, par Humphry-Davy, en 1812 *.

Il l'obtenait en chauffant de l'acide phosphoreux en cristaux. On peut se le procurer aussi en exposant le gaz hydrogène phosphoré, à la lumière directe des rayons du soleil. Il se dépose du phosphore, et le gaz est changé en *bihydrogure de phosphore*.

* Phil. Trans. 1812, p. 406.

Ce gaz est incolore, permanent et élastique comme l'air. Son odeur ressemble à celle de l'hydrogène phosphoré, mais elle est moins désagréable. Lorsqu'on sublime du soufre dans ce gaz, le volume est doublé, et il y a deux volumes de gaz acide hydrosulfurique formés. Le volume du gaz est aussi doublé, lorsqu'on y chauffe du potassium. Le potassium combine avec le phosphore, et le gaz résidu est de l'hydrogène pur. Il est donc évident que le gaz bihydrogure de phosphore est un composé de deux volumes de gaz hydrogène, unis avec la même quantité de phosphore que celle qui existe dans un volume de gaz hydrogène phosphoré, et que ces volumes sont condensés dans un. Ainsi la composition de ce gaz doit être :

Phosphore. . . .	1 2. . . .	1,5
Hydrogène. . . .	2. . . .	0,125 × 2.

d'où nous voyons que c'est un composé d'un atome de phosphore et de deux atomes d'hydrogène. Il est évident aussi que la pesanteur spécifique de ce gaz doit être égale à la pesanteur spécifique du gaz hydrogène phosphoré, ajoutée à celle du gaz hydrogène, ou 0,9022+0,0694=0,9716. Humphry-Davy la trouva de 0,87; mais son expérience fut faite très en petit, et il ne la répéta qu'une seule fois; on ne pourrait donc pas considérer comme excessive une erreur d'un dixième.

Le gaz bihydrogure de phosphore ne brûle point spontanément à l'air, ni dans le gaz oxigène; mais si, après l'avoir mêlé avec ce dernier gaz, on chauffe à environ 150° centigrades*, le mélange fait explosion. Un volume de ce gaz exige, pour sa combustion complète, soit un et demi, soit deux volumes de gaz oxigène; si c'est la première proportion qu'on emploie, il y a disposition du phosphore à se précipiter. Or, comme le gaz contient deux volumes d'hydrogène, il est évident qu'un volume d'oxigène sert à la formation de l'eau; le surplus d'un demi ou d'un volume d'oxigène doit s'être uni avec le phosphore. Mais c'est précisément la quantité qu'exige le phosphore dans un volume du gaz hydrogène phosphoré: on peut donc en induire que la quantité de phosphore dans un volume d'hydrogure ou de bihydrogure de phosphore est la même.

Lorsqu'on mêle ensemble les gaz bihydrogure de phosphore

* Davy, T. II.

et chlore, le mélange brûle spontanément avec une flamme blanche. Suivant Davy, 1 volume de bihydrogure de phosphore exige pour sa combustion complète, quatre volumes de chlore. Deux de ces volumes, en s'unissant à l'hydrogène, servent à la formation d'acide hydrochlorique; les deux autres, en se combinant avec le phosphore, forment un perchlorure de phosphore, qui devra être promptement converti par la décomposition de l'eau en acides hydrochlorique et phosphorique, de sorte que les produits sont, dans ce cas, précisément les mêmes que ceux qui résultent de la combustion de l'hydrogène phosphoré dans le chlore.

Suivant Davy, l'eau absorbe un huitième de son volume de ce gaz; la faculté d'absorption de ce gaz par l'eau, est donc la même que celle du gaz hydrogène percarboné par ce liquide.

Ainsi, les deux composés de phosphore et d'hydrogène sont, savoir :

	Phosphore.		Hydrogène.
Hydrogure de phosphore. . .	1 atôme	+	1 atôme
Bihydrogure de phosphore. .	1	+	2

VIII. Le phosphore peut aussi se combiner avec le carbone, et former, par cette union, un composé appelé *phosphure de carbone*. L'existence de ce corps fut reconnue pour la première fois par Proust. Il donna ce nom à la substance rouge qui reste lorsqu'on fait passer du phosphore nouvellement préparé à travers une peau de chamois. Il n'est pas invraisemblable que cette substance rouge contienne souvent du phosphure de carbone, parce que, sur-tout, la même observation a été faite depuis par Thénard [1]. Mais je n'ai jamais pu parvenir à y trouver rien de semblable à cette substance [2]. Il paraît que les expériences de Vogel, dans le même objet, n'ont pas eu plus de succès [3]; mais j'ai toujours réussi à me la procurer en opérant ainsi qu'il suit. On laisse du phosphure de chaux dans l'eau jusqu'à ce que tout le gaz hydrogène phosphoré qui peut s'en exhaler ait été dégagé. On introduit alors de l'acide hydrochlorique en très-grand excès dans ce

Phosphure de carbone.

[1] Ann. de Chim. LXXXI, 109.

[2] Deux fois, à la vérité, en distillant cette substance, j'ai obtenu un résidu de charbon; mais je ne serais jamais parvenu à obtenir le phosphure à l'état isolé.

Dans la nouvelle édition de son Traité de Chimie, Thénard admet l'existence de l'oxide rouge de phosphore. (*Note du Traducteur.*)

[3] Ann. de Chim. LXXXV, 225.

liquide, en l'agitant de temps en temps, et on jette le tout sur un filtre; le phosphure de carbone y reste, on le lave alors convenablement et on le fait sécher.

Le phosphure de carbone ainsi obtenu, est sous la forme d'une poudre friable, d'un jaune citron sale, sans odeur ni saveur. Lorsqu'on le laisse à l'air, il s'imbibe très-lentement d'humidité; il émet alors l'odeur d'hydrogène carboné, et il acquiert une saveur acide; d'où il suit qu'il décompose l'eau qu'il absorbe, et que son phosphore est lentement converti en acide phosphoreux. Chauffé, il ne se fond pas, et il n'éprouve aucun changement quoique tenu à une température supérieure à celle de l'eau bouillante. Il brûle au-dessous d'une chaleur rouge, et lorsqu'il est chauffé au rouge, le phosphore s'en sépare peu-à-peu; le charbon reste à l'état d'une matière noire, sa combustion étant arrêtée par l'effet d'une croute d'acide phosphorique qui le recouvre. Lorsqu'on jete la poudre sur le feu en petites quantités à-la-fois, elle brûle avec éclat. Le phosphure de carbone est composé d'un atôme de phosphore et d'un atôme de carbone, ou, en poids, de

Phosphore. . . .	1,5.	200
Carbone. . . .	0,75.	100

Ce phosphure ne donne aucune trace d'eau à la distillation [1].

IX. On ne sait encore rien relativement à la combinaison du phosphore avec le bore et le silicium.

SECTION VI.

Du Soufre.

I. Le soufre est une substance dure, cassante, de couleur ordinairement jaune, inodore, ayant une saveur très-faible, quoique pouvant se distinguer. On le trouve en grandes quantités dans la nature, et particulièrement dans le voisinage des volcans. On le retire aussi, par la distillation, du minéral appellé *pyrite*. La connaissance de ce corps date des temps les plus reculés. Les anciens en faisaient usage en médecine, et ils en employaient les vapeurs au blanchiment de la laine [2].

Propriétés.

1. Le soufre n'est pas conducteur de l'électricité. Il devient

[1] Annals of Philosophy. XIII, 157.
[2] Pline, Liv. 35, c. 15.

par conséquent électrique par frottement. Sa pesanteur spécifique est de 1,990; la pesanteur spécifique du soufre natif est 2,0332 [1]. Il n'éprouve aucun changement par son exposition à l'air. Lorsqu'on le met dans l'eau, il ne fond pas ainsi que cela a lieu avec le sel commun, mais il tombe au fond de ce liquide, et il y reste sans être en aucune manière altéré : le soufre est donc insoluble dans l'eau.

2. Si l'on fait éprouver à un gros morceau de soufre une chaleur douce, mais subite, comme en le pressant dans la main, il éclate, et se brise en morceaux avec un craquement particulier. Action du calorique.

Le soufre chauffé à la température d'environ 77° centig. s'élève sous la forme d'une poudre très-fine, à laquelle on a donné le nom de *fleurs de soufre* [2], et que l'on peut recueillir dans des vaisseaux convenablement disposés. On appelle *volatils* les substances qui sont ainsi élevées par l'application de la chaleur, et *volatilisation*, l'opération qui produit cet effet. Fleurs de soufre.

Le soufre chauffé à 104° centig. se fond et devient liquide comme l'eau. Si l'expérience se fait dans un vaisseau convenable, la force de la chaleur fait promptement bouillir le soufre, et le convertit en une vapeur de couleur brune, qui s'échappe avec une très-grande vivacité de l'ouverture du vaisseau.

3. Il existe un grand nombre de corps qui, après avoir été dissous dans l'eau, ou fondus par la chaleur, sont capables d'affecter certaines figures régulières. Si, par exemple, on fait dissoudre du sel commun dans l'eau, et que, par l'application d'une chaleur modérée, on convertisse ce fluide en vapeur, ou, en d'autres termes, si on fait évaporer lentement cette dissolution, le sel se déposera en cubes au fond du vase. On donne le nom de *cristaux* à ces figures régulières, et leur production s'appelle cristallisation. Soufre susceptible de cristallisation.

Le soufre est susceptible de cristallisation. Si, lorsqu'il a été fondu, et que sa surface commence à se congeler, on en fait promptement écouler tout ce qui en reste à l'état liquide, on trouve la cavité intérieure du morceau fondu tapissée de cristaux en longues aiguilles de forme octaèdre. On doit à Rouelle cette méthode de cristallisation du soufre. Si l'expérience se

[1] Brisson. Elémens de Lavoisier. P. 577.

[2] C'est dans ce cas seulement que le soufre du commerce est passablement pur. Le *soufre en bâton* est ordinairement mêlé d'une portion assez considérable de substances étrangères.

fait dans un vaisseau de verre, ou sur une plaque de fer, on verra que les cristaux commenceront à se former lorsque la température s'est abaissée à environ 104° centig. La forme primitive des cristaux est un octaèdre à triangles scalènes. Ils consistent en deux pyramides jointes ensemble base à base. Ces bases constituent un rhombe, dont la plus grande diagonale est à la plus petite comme 5 est à 4. La perpendiculaire menée du milieu de ce rhombe sur l'arête est à la hauteur de la pyramide, comme 1 est à 3 *.

4.° L'alcool dissout le soufre en petite quantité; il en est de même de l'éther sulfurique et des huiles.

II. Le soufre se combine au-moins en deux proportions avec l'oxigène, et forme deux composés, depuis long-temps connus sous les noms d'*acides sulfureux* et *sulfurique*.

Converti par la combustion en un acide

1. Le soufre étant chauffé à l'air, à la température de 294°. centig., s'allume spontanément, brûle avec une flamme bleue pâle, en émettant une grande quantité de vapeurs d'une odeur très-suffocante. Si, après l'avoir allumé, on le plonge dans une cloche remplie de gaz oxigène, il brûle avec une flamme légèrement colorée en violet, et répand des vapeurs en abondance. En continuant l'application de la chaleur, le soufre brûle en totalité sans laisser de cendres, ou résidu. Si on recueille les vapeurs, on reconnaît qu'elles consistent en totalité en acide sulfureux. Ainsi l'effet de la combustion du soufre est de le convertir en un acide. Ce fait était connu depuis plusieurs siècles, mais Stahl est le premier qui en ait donné une explication satisfaisante.

Le soufre est, suivant Stahl, un composé d'acide sulfurique et de phlogistique. Par la combustion, le phlogistique est chassé et l'acide reste. Les expériences d'après lesquelles il s'efforça d'établir ses opinions furent pendant long-temps considérées comme concluantes. Mais on observa que le soufre ne peut brûler sans la présence de l'air, et que l'acide sulfurique est plus pesant que le soufre qui l'avait produit. Ces faits étaient incompatibles avec la théorie de Stahl. Lavoisier en donna le premier l'explication, en faisant voir que, pendant la combustion, le soufre s'unit avec l'oxigène de l'air, et que l'acide formé est exactement égal en poids à ceux du soufre et de l'oxigène qui ont disparu. Il en conclut que cet acide est

* Minéralogie de Haüy. III, 278.

un composé de ces deux corps, opinion qui fut alors universellement admise.

Acide sulfureux.

2. L'acide sulfureux est formé par la combustion du soufre, soit à l'air, soit dans le gaz oxigène; mais le meilleur moyen de se le procurer en quantités, consiste à faire chauffer dans une petite cornue, un mélange d'acide sulfurique et de mercure, et à recevoir le produit gazeux sur le mercure. Ce gaz ainsi recueilli est le gaz acide sulfureux.

L'acide sulfureux fut d'abord examiné par Stahl, qui lui donna le nom d'*acide sulfurique phlogistiqué*. Schéele indiqua, en 1774, une méthode pour se le procurer en quantités[1]. Vers le même temps, Priestley l'obtint, sous forme de gaz, et reconnut beaucoup de ses propriétés[2]. Berthollet, en 1782 et 1789, fit des recherches sur cet acide[3]. En 1797[4], Fourcroy et Vauquelin publièrent le détail d'une suite d'expériences qu'ils avaient faites sur cette substance, et en 1803[5], je fis connaître quelques expériences auxquelles je l'avais soumise.

Le gaz acide sulfureux est permanent et élastique comme l'air. Il est incolore, son odeur est excessivement suffocante et désagréable, elle ressemble à celle du soufre brûlant. Sa saveur est fortement acide, et sulfureuse. Cet acide rougit les couleurs bleues végétales, et peu-à-peu il les détruit. Sa pesanteur spécifique, suivant les expériences de Davy, est 2,2293[6]. Si nous le supposons composé d'un volume de vapeur de soufre et d'un volume de gaz oxigène, condensés dans un volume, sa pesanteur spécifique serait 2,2222. Et par conséquent, un décimètre cube de cet acide à 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, sera d'environ 4 grammes.

L'eau absorbe 33 fois son volume de gaz acide sulfureux, d'après mes expériences. Mais selon Théodore de Saussure, ce liquide ne prend que 44 fois environ son volume, de ce gaz[7].

Je me suis assuré, par expérience, que la quantité d'oxigène dans l'acide sulfureux, est à la quantité de ce principe dans l'acide sulfurique, comme 2 et 3. Or, nous verrons bientôt que l'acide sulfurique est composé de 100 de soufre,

[1] Mémoires de Chimie de Schéele. I, 43.
[2] Priestley, *on Air*. II, 295.
[3] Mém. par. 1782, et Ann. de Chim. II, 54.
[4] Ann. de Chim. XXIV, 229.
[5] Nicholson's Journal. VI, 93.
[6] Phil. Trans. 1812, p. 412. Nicholson's Journal. VI, 95.
[7] Annals of Philosophy. VI, 340.

+ 150 oxigène; donc l'acide sulfureux est formé de 100 soufre + 100 oxigène. Il est une autre expérience qui démontre de la manière la plus satisfaisante, la composition de cet acide. Le gaz acide hydrosulfurique, dont nous parlerons dans la suite de cette section, est un gaz qui contient son volume d'hydrogène, tenant du soufre en dissolution. Or, 1 volume de ce gaz exige pour sa combustion complète, 1½ volume d'oxigène. Les substances formées par cette combustion, sont de l'eau et de l'acide sulfureux. Le demi-volume du gaz oxigène sert à la formation de l'eau, en se combinant avec le volume d'hydrogène. Le volume restant du gaz oxigène se combine avec tout le soufre et forme l'acide sulfureux. Le soufre, dans un volume de gaz acide hydrosulfurique s'obtient, en déduisant la pesanteur spécifique du gaz hydrogène, de celle du gaz acide hydrosulfurique.

Pesanteur spécifique du gaz acide hydrosulfurique	1,180
Idem du gaz hydrogène	0,069
Soufre dans le gaz	1,111

Mais la pesanteur spécifique du gaz oxigène est 1,111, donc l'acide sulfureux est composé de

Soufre	1,111 ou 1
Oxigène	1,111 ou 1

Acide sulfurique.

3. L'acide sulfurique s'obtient en brûlant dans de grandes chambres de plomb un mélange de 7 parties de soufre et de 1 partie de nitrate de potasse. Cette combustion donne lieu à la formation d'acide sulfureux et de deutoxide d'azote. Ce dernier gaz, en absorbant l'oxigène de l'atmosphère est converti en acide nitreux. L'un et l'autre de ces acides sont absorbés par l'eau. L'acide nitreux cède une portion de son oxigène à l'acide sulfureux et le convertit ainsi en acide sulfurique. Revenu à l'état de deutoxide d'azote, il se dégage, s'unit à l'oxigène, redevient acide nitreux et est absorbé par l'eau; cet acide change de nouveau l'acide sulfureux en acide sulfurique, et ces changemens successifs continuent d'avoir lieu ainsi, jusqu'à ce que l'acide sulfureux ait été converti en totalité en acide sulfurique *. On évapore l'eau ainsi acidulée dans des vaisseaux de plomb jusqu'à un certain degré de concentration, et l'évaporation

* Clément et Desormes, *Ann. de Chim.* LIV, 829. — Dalton, New systems of chemical philosophy. II, 326. — Davy, Elements of chemical philosophy P. 276.

est alors continuée dans les cornues de verre, jusqu'à ce que l'acide ait acquis le degré de force convenable. Par cette évaporation on sépare de l'acide une portion très-considérable de son eau, mais il ne peut pas en être dépouillé entièrement par ce moyen.

L'acide sulfurique fut découvert, dans le moyen âge, par les chimistes arabes, ou par les alchimistes; mais on ignore précisément à quelle époque. Basile Valentin, qui écrivait au commencement du quinzième siècle, en fait mention. On se le procura pendant long-temps par la dissolution du sulfate de fer, et ce procédé est encore celui qu'on suit en Allemagne. Depuis, on prépara cet acide en brûlant des mélanges de soufre et de nitrate de potasse dans de grands ballons de verre, et en évaporant le produit; c'est par cette raison qu'alors on appela l'acide sulfurique, *oleum sulfuris, per campanam*. Ce fut le docteur Roebuck qui imagina le premier l'emploi des chambres de plomb pour la fabrication de l'acide sulfurique, et qui en établit la première manufacture, par cette méthode, à Prestonpans, en Ecosse.

L'acide sulfurique est incolore comme l'eau, sans odeur, ayant une saveur excessivement acide, et d'une consistance oléagineuse. Lorsqu'il est en contact avec des substances animales ou végétales, il les charbonne sur-le-champ. Il rougit les couleurs bleues végétales. Cet acide, lorsque sa pesanteur spécifique est de 1,85, entre en ébullition, suivant Dalton, à la température de 326° centigrades. Ce terme d'ébullition diminue avec la force de l'acide. A la pesanteur spécifique de 1,780, l'acide bout à 224° centigrades, et à 177° seulement, lorsque cette pesanteur spécifique n'est que de 1,650 *.

Il a été fait un grand nombre d'expériences pour déterminer la proportion de l'oxigène dans l'acide sulfurique. On peut se dispenser de citer, à ce sujet, les anciens essais de Berthollet, Trommsdorf, Lavoisier, Chenevix et Thénard, parce qu'ils sont très-inexacts. Ceux de Bucholz, Klaproth et Richter approchent beaucoup plus de la vérité; leurs évaluations sont, savoir :

Bucholz. . .	100 soufre	+	135,3 oxigène.
Klaproth. .	100	+	138,1 .
Richter.	100	+	138,1

* Dalton's new System of chemical Philosophy. II, 404.

Berzelius, qui a fait aussi, avec autant d'attention que de soin, une suite d'expériences ayant le même but, trouva qu'en faisant bouillir dans l'acide nitrique 10 parties de sulfure de plomb, elles étaient converties en 12,645 parties de sulfate de ce métal. Or, le sulfate de plomb est un composé de 10 acide sulfurique + 28 protoxide de plomb; donc les 12,645 de sulfate de plomb formé, se composent de

Protoxide de plomb.	9,3174
Acide sulfurique.	3,3276
	12,6450

Dans cette expérience le plomb et le soufre étaient l'un et l'autre unis à l'oxigène. Mais Berzelius a fait voir que le protoxide de plomb contient $\frac{1}{14}$ de son poids d'oxigène. Or, le $\frac{1}{14}$ de 9,3174 est 0,6655. En retranchant cette quantité de 2,645, augmentation de poids acquise par le sulfure de plomb, il restera 1,9795, pour indication de la quantité d'oxigène qui existe dans 3,3276 parties d'acide sulfurique * : donc l'acide sulfurique est composé de

Soufre.	1,3485	ou 100
Oxigène. . . .	1,9795	146,85

Ces nombres se rapprochent beaucoup plus de la vérité que ceux des résultats des expériences précédentes. Cependant il est aisé de voir que la quantité de l'oxigène, ainsi établie par Berzelius, est un peu au-dessous de la réalité. La plupart des métaux ont la propriété de s'unir, soit avec l'oxigène, soit avec le soufre, et de former ainsi, avec l'oxigène, des *oxides*, avec le soufre, des *sulfures*. Or, le poids du soufre nécessaire pour convertir tout métal en protosulfure est exactement le double du poids d'oxigène qu'exige la conversion du même métal en protoxide; il s'ensuit que le poids d'un atôme de soufre est deux fois celui d'un atôme d'oxigène. La plupart des sulfates ont été analysés avec le plus grand soin, et la composition de quelques-uns de ces sels a été reconnue être, ainsi qu'il suit :

Sulfate de plomb.		Sulfate de baryte.		Sulfate de potasse.	
Acide 10. .	5	Acide 10.	5,02	Acide 42,2.	5,05
Base 28. .	14	Base 194.	9,75	Base 50,2.	6

* Ann. de Chimie. LXXVIII, 21.

Sulfate de chaux.		Sulfate de cuivre.		Sulfate de soude.	
Acide 100.	5,006	Acide 100.	5	Acide 100.	5,07
Base 72,41.	3,625	Base 200.	10	Base 78,82.	4

La seconde suite de nombres, après les bases, représente les poids des atômes des différentes bases, car ces poids sont, ainsi qu'il suit :

Protoxide de plomb. .	14	Chaux.	3,625
Barite.	9,75	Peroxide de cuivre.	10
Potasse.	6	Soude.	4

Les nombres au-dessus représentent le poids d'un atôme d'acide sulfurique, résultant de l'analyse du sel. Or, ces nombres coïncident de très-près entr'eux, et le terme moyen de tous est 5,024. N'est-il pas évident, d'après cela, que 5 est le nombre qui représente le poids d'un atôme d'acide sulfurique ? Il doit être formé de

Soufre 2 ou 1 atôme.
Oxigène 3 ou 3 atômes.

L'acide sulfurique est alors composé de

Soufre.	100
Oxigène.	150

Proportions qui diffèrent très-peu de l'analyse de Berzelius. L'erreur est probablement due à une petite quantité du sulfure de plomb ayant été entraînée par les vapeurs de l'acide nitrique.

4. Ainsi l'on voit que les deux combinaisons acides du soufre sont composées, ainsi qu'il suit :

	Soufre.	Oxigène.	Soufre.	Oxigène.
Acide sulfureux.	100	+ 100	ou 1 atôme	+ 2 atômes.
Acide sulfurique.	100	+ 150	ou 1	+ 3

Nous verrons par la suite que le soufre peut se combiner avec un atôme d'oxigène, et former, par cette combinaison, un acide qui n'a point encore été obtenu séparément, mais qui peut être distingué par le nom d'*acide hyposulfureux*. Acide hyposulfureux.

5. En tenant pendant quelque temps le soufre en fusion dans des vaisseaux ouverts, il s'épaissit par degrés et devient visqueux. Si on le met alors dans l'eau, il prend une couleur rouge, et il est mou comme de la cire. On l'emploie avec succès, dans cet état, pour prendre des empreintes de cachets

et de médailles. Exposé à l'air pendant quelques jours, il y redevient promptement dur et cassant comme auparavant, mais il conserve sa couleur rouge. Cette substance, lorsqu'elle est nouvellement préparée, a une couleur violette; sa texture est fibreuse, et sa pesanteur spécifique de 2,325; elle est rude au toucher et de couleur paille, lorsqu'elle est réduite en poudre. On l'avait considérée comme étant un oxide de soufre; mais elle produit la même quantité d'acide sulfurique que le soufre ordinaire, et le soufre éprouve le même changement dans son apparence, lors même que l'oxigène et l'air en ont été séparés avec soin. On ne peut donc regarder cette substance comme un oxide.

Lait de soufre. 6. Le soufre obtenu par précipitation d'un liquide qui le tient en dissolution, est toujours d'une couleur blanche, qui change par degrés jusqu'au jaune verdâtre, par son exposition à l'air. Cette substance a été considérée par quelques chimistes comme un oxide de soufre; mais si cette poudre blanche, ou *lait de soufre*, ainsi qu'on l'appelle, est exposée dans une cornue à une chaleur modérée, elle prend bientôt la couleur du soufre ordinaire, et il se dépose en même-temps de l'eau dans le bec de la cornue. De même aussi, si l'on fait couler un peu d'eau sur du soufre fondu, la portion en contact avec cette eau prend immédiatement la couleur blanche du *lait de soufre*. En faisant sublimer du soufre ordinaire dans un vaisseau rempli de vapeur d'eau, on obtient, au lieu de fleurs de soufre, un lait de soufre avec sa blancheur ordinaire. Ces faits prouvent que le *lait de soufre* est un composé de soufre et d'eau; et on en peut conclure que la couleur jaune verdâtre est celle naturelle du soufre, et que sa blancheur y indique la présence de l'eau [1].

Chlorure de soufre. III. Le soufre se combine aisément avec le chlore et forme avec cette substance un composé liquide qui, a reçu le nom de *chlorure de soufre*. Cette substance, décrite pour la première fois par moi en 1804 [2], fut examinée depuis par Berthollet fils en 1807 [3], et en 1810 par Bucholz [4].

---

[1] Nicholson's Journal. VI, 102.
[2] *Ibid.* p. 404.
[3] Mémoires d'Arcueil. I, 161.
[4] Gehlen's Journal, für die Chemie, Physik et Miner. IX, 172.

On l'obtient aisément en faisant passer un courant de chlore à travers des fleurs de soufre. On peut se le procurer aussi, comme Davy l'observa le premier, en chauffant du soufre dans un vaisseau de verre bien desséché rempli de vapeur de chlore.

Le chlorure de soufre est un liquide d'un rouge brunâtre, lorsqu'il est vu à la lumière réfléchie, mais qui paraît d'un verd jaunâtre à la lumière transmise. Il a une odeur forte qui a de la ressemblance avec celle des plantes marines, ou avec celle qui se fait sentir lorsqu'on se promène sur le bord de la mer. Cette odeur produit sur les yeux l'effet de provoquer les larmes, et d'affecter de la même manière douloureuse que la fumée du bois ou de la tourbe; sa saveur est acide, chaude et amère; elle produit une irritation pénible sur le gosier. Ce chlorure ne change point la couleur du tournesol lorsqu'il est sec; mais pour peu qu'il soit humide, il le rougit immédiatement. J'ai reconnu que la pesanteur spécifique de cette substance est 1,623; mais Berthollet fils la trouva de 1,7 et Bucholz de 1,699. Il faut donc considérer celle de 1,7 comme étant sa vraie pesanteur spécifique. Cette substance dissout promptement le soufre, et prend ainsi une couleur brune. Elle dissout le phosphore avec facilité. La dissolution a une belle couleur d'ambre, et elle est permanente. Le chlorure de soufre répand beaucoup de fumées à l'air, et se dissipe promptement en déposant des cristaux de soufre, s'il tient de cette substance en dissolution. Lorsqu'on met le chlorure dans l'eau, il est décomposé, le soufre s'en séparant. Dans l'acide nitrique, le chlorure produit une vive effervescence; et il se forme de l'acide sulfurique.

Suivant Davy, 6 centigrammes de soufre absorbent 491 centimètres cubes, ou environ 1,5 de chlore; d'où il suit qu'il est composé de

Soufre.	1.	2
Chlore.	2,2875 . .	4,575

Et par conséquent il est formé d'un atôme de soufre et d'un atôme de chlore. Si l'absorption avait été de 480 centimètres cubes de chlore au-lieu de 491, alors le chlorure aurait été composé de 2 soufre, + 4,5 chlore; mais comme le vaisseau de verre dans lequel l'expérience fut faite avait un bouchon de métal, il avait dû absorber un peu du chlore.

Iodure de soufre.

IV. Le soufre a la propriété de se combiner avec l'iode, et de former un composé qu'on a appelé *iodure de soufre*, et qui a été décrit pour la première fois par Gay-Lussac [1]. On obtient facilement ce composé en exposant dans un tube de verre un mélange de soufre et d'iode à une chaleur suffisante pour fondre le soufre. L'iodure de soufre est d'un noir grisâtre, à structure rayonnée comme le sulfure d'antimoine. Dans sa distillation avec l'eau, l'iode est dégagé. Lorsqu'on chauffe suffisamment cet iodure pour qu'il s'en fonde une portion, l'iode est également dégagé.

Cet iodure n'a pas encore été analysé; mais on peut conclure par analogie, qu'il est composé de 1 atôme iode + 1 atôme soufre, ou, en poids,

Soufre.	2.	100
Iode.	15,625. . .	781,25

V. On ne sait encore rien relativement à la combinaison du soufre et du fluor. Il n'a pas été non plus, jusqu'à présent, possible de former un composé de soufre et d'azote.

Acide hydro-sulfurique.

VI. Le soufre s'unit très-rapidement à l'hydrogène, et forme avec lui un composé auquel on a donné le nom de *gaz hydrogène sulfuré*, appelé depuis, par Gay-Lussac, *acide hydro-sulfurique*.

Rouelle avait bien reconnu l'existence et l'inflammabilité de ce gaz; mais Schéele [2] est le premier qui, en 1777, en examina les propriétés et la composition; et par conséquent il doit être considéré comme l'ayant réellement découvert. Bergmann en traita plus au long en 1778 [3]. En 1786, Kirwan [4] publia les expériences variées et ingénieuses qu'il avait faites sur cette substance. Les chimistes hollandais s'en occupèrent en 1792 [5]. En 1794, Berthollet en présenta, dans un plus grand développement encore, et avec sa sagacité ordinaire, les différentes propriétés [6]; et depuis ce temps, les expériences de Proust et Thénard ont ajouté plusieurs faits importans à ce que nous connaissions déjà de la

[1] Annales de Chimie. XCI, 22.
[2] Schéele, *on Air and Fire*; traduct. anglaise, p. 186.
[3] Opusc. I, 233, et trad. angl. 290.
[4] Phil. Trans. 1786, p. 118.
[5] Ann. de Chim. XIV, 295.
[6] *Ibid.* XXV, 233.

naissance de ce gaz. Berzelius en publia une analyse en 1807 [1]; et Gay-Lussac et Thénard [2] et Humphry Davy se sont assurés avec précision de plusieurs de ses propriétés [3].

On peut l'obtenir en faisant fondre ensemble, dans un creuset, un mélange de trois parties de limaille de fer, et de deux parties de soufre, sur lequel on a versé de l'acide sulfurique ou de l'acide hydrochlorique étendu: mais avec ce moyen, il est toujours mêlé de gaz hydrogène; on ne l'obtient entièrement pur qu'en faisant digérer du sulfure d'antimoine en poudre dans de l'acide hydrochlorique.

Ce gaz est incolore; il est permanent et élastique comme l'air. Il a une odeur très-fétide, qui a de la ressemblance avec celle des œufs pourris. Il ne peut entretenir la combustion, et les animaux ne peuvent le respirer sans en être suffoqués. Sa pesanteur spécifique est, suivant les expériences de Gay-Lussac et Thénard, de 1,912 [4], et d'après H. Davy, de 1,1967. Je pense que sa véritable pesanteur spécifique est 1,180. En la supposant telle, un décimètre cube de ce gaz à la température de 16° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pèsera environ 2 grammes. Ses propriétés.

Le gaz acide hydrosulfurique est absorbé rapidement par l'eau. Ce liquide en prend au-delà de son propre volume à la température de 10° centigrades suivant le docteur Henry [5], mais le gaz devait être impur. Saussure trouva que 100 volumes d'eau absorbent 253 volumes de gaz acide hydrosulfurique pur [6]. Il reconnut aussi que l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,91, absorbe un peu plus de six fois son volume de ce gaz. M. Higgins a fait voir aussi qu'il se dissout dans l'éther. L'eau imprégnée de gaz acide hydrosulfurique, est sans couleur; mais elle a l'odeur du gaz, et une saveur douceâtre nauséabonde. Elle rougit les couleurs bleues végétales, et a beaucoup d'autres propriétés analogues à celles des acides. Lorsque ce liquide est exposé à l'air, le gaz s'en dégage par degrés.

Lorsqu'on allume le gaz acide hydrosulfurique, il brûle

[1] Phil. Trans. 1803, p. 274.
[2] *Ibid.* 1812, p. 412.
[3] *Ibid.*
[4] Recherches physico-chimiques. I, 191.
[5] Phil. Trans. 1803, p. 274.
[6] Annals of philosophy, VI, 340.

avec une flamme d'un rouge bleuâtre, et il se dépose en même-temps du soufre. Lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers ce gaz, il se dépose du soufre, mais le volume du gaz est à peine changé [1]. Ce gaz dépose aussi du soufre, lorsqu'on l'agite avec l'acide nitrique ou lorsqu'on met de cet acide dans de l'eau qui en est imprégnée [2]. Mêlé avec l'air ordinaire, il brûle rapidement, mais il ne fait pas explosion. Lorsqu'on allume par l'électricité un mélange à volumes égaux de ces gaz et de gaz oxigène, il y a explosion et il ne se dépose pas de soufre; mais les parties du vaisseau de verre dans lequel l'expérience se fait sont humectées d'eau. Le gaz acide hydrosulfurique exige pour sa combustion complète un volume et demi de gaz oxigène; il est converti en eau et en acide sulfureux; le demi-volume du gaz oxigène sert à la formation de l'eau et l'autre volume entier de ce gaz à celle de l'acide sulfureux. Lorsqu'on fait passer pendant long-temps des étincelles électriques à travers le gaz acide hydrosulfurique, le soufre se dépose en totalité et le volume du gaz n'est pas changé; mais alors il est converti en gaz hydrogène pur. Lorsqu'on chauffe fortement du soufre dans le gaz hydrogène, il se forme de l'acide hydrosulfurique, mais le gaz n'éprouve point d'altération dans son volume, d'où il résulte évidemment qu'il consiste en gaz hydrogène tenant du soufre en dissolution. Pour déterminer sa composition, il suffit de soustraire la pesanteur spécifique du gaz hydrogène de celle du gaz acide hydrosulfurique, la différence sera le poids du soufre.

Pesanteur spécifique du gaz acide hydrosulfurique	1,180
Idem. du gaz hydrogène	0,060
Soufre	1,118

Ainsi le gaz acide hydrosulfurique est composé en poids de

Soufre	1,118	2
Hydrogène	0,0594	0,125

ou d'un atôme de soufre uni à un atôme d'hydrogène.

L'orsqu'on mêle ensemble les gaz acide hydrosulfurique et acide sulfureux, ils se décomposent mutuellement, ainsi que Berthollet l'observa pour la première fois.

---

[1] Austin, *Phil. Trans.* 1788, p. 385.
[2] Schéele, *on Air and Fire.* P. 199.

VII. Le soufre a la propriété de se combiner avec le carbone et de former un composé très-remarquable, qui a été distingué par le nom de sulfure de carbone.

Histoire. Ce furent Clément et Désormes qui, dans une suite d'expériences qu'ils firent sur le charbon, observèrent les premiers les phénomènes qui ont lieu lorsque le soufre est mis en contact avec le charbon rouge de feu. Ces chimistes opérèrent ainsi qu'il suit; ils remplirent de charbon un tube de porcelaine qu'ils firent traverser un fourneau, de manière que l'une des extrémités de ce tube était très-élevée relativement à l'autre; à l'extrémité la plus abaissée du tube de porcelaine était lutée une allonge de verre, à laquelle s'adaptait un tube recourbé plongeant dans un flacon d'eau qui communiquait à la cuve pneumatique. A l'extrémité la plus élevée du tube de porcelaine était ajusté un tube de verre rempli de petits morceaux de soufre qu'on pouvait pousser dans le tube de porcelaine au moyen d'un fil de fer qui traversait un bouchon de liége, fermant l'autre extrémité du tube de verre où étaient les morceaux de soufre, pour empêcher toute communication avec l'air extérieur. Cet appareil étant ainsi disposé, on chauffait au rouge le tube de porcelaine et par conséquent le charbon qui y était contenu, on en maintient ainsi la chaleur jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien du charbon; alors on introduit lentement, et morceau à morceau, le soufre dans le tube de porcelaine: il passe dans l'allonge une substance qui va se condenser en un liquide dans l'eau du flacon [1].

Ce liquide fut obtenu, en 1796, par Lampadius, en distillant un mélange de pyrites et de charbon, et il en donna la description sous le nom d'*alcool de soufre* [2]. Des expériences faites depuis, et avec plus de détail, sur cette substance, lui donnèrent lieu de conclure qu'elle est un composé de soufre et d'hydrogène [3]; mais Clément et Désormes la considérèrent comme étant un composé de soufre et de charbon; et ils annoncèrent qu'en laissant ce liquide s'évaporer à l'air dans des vaisseaux ouverts, il reste une portion de charbon. Berthollet fils, qui fit quelques expériences sur cette substance,

---

[1] Ann. de Chim. XLII, 156.
[2] Crell's Annals 1796, II, 136.
[3] Gehlen's Journal. II, 190.

adopta l'opinion de Lampadius [1]; mais le sujet fut examiné de nouveau par Clusel [2], qui publia en 1812 une suite d'expériences très-intéressantes sur cette singulière liqueur. Berthollet, Thénard et Vauquelin, furent nommés par l'Institut de France pour examiner le mémoire de Clusel; ils répétèrent quelques-unes de ses expériences, et dans le rapport qu'ils firent à l'Institut sur ce mémoire de Clusel, ces chimistes conclurent que le liquide dont il s'y agissait est un composé d'environ 0,15 de charbon et 0,85 de soufre [3]; peu de temps après, le professeur Berzelius et le docteur Marcet [4] publièrent sur ce même liquide une série très-complète d'expériences, dont les résultats coïncidaient presqu'exactement avec ceux des chimistes français, et ne laissaient aucun doute sur la composition de ce liquide, qui ne contient aucune autre substance que du soufre et du charbon.

Propriétés. Le soufre carburé, préparé par le procédé de Clément et Désormes, est d'abord d'un jaune verdâtre, ce qui est dû à un excès de soufre qu'il contient; mais après l'avoir rectifié, en le distillant dans une cornue à une température qui n'excède pas 44° centigrades, on l'obtient à l'état de pureté.

Le soufre carbure pur est un liquide transparent et incolore comme l'eau. Sa saveur est âcre, piquante, un peu d'une sorte aromatique; son odeur est nauséabonde et fétide, quoique tout-à-fait particulière. Sa pesanteur spécifique est, suivant Berzelius et Marcet 1,272 [5]; selon Clusel, 1,263 [6]. Sa force expansive, à la température de 198 centigrades, est égale à la pression de 19 centimètres de mercure; de sorte que l'air auquel il est exposé à cette température serait dilaté d'environ un quart de son volume [7]. Il bout vivement à une température entre 40 et 44° centigrades, et il ne se gèle pas à celle de — 56° centigrades. Ce liquide est un des plus volatiles connus, et il produit, par son évaporation, un plus grand degré de froid que toute autre substance. En entourant la boule d'un thermomètre de filasse de lin trempée dans ce

[1] Mémoires d'Arcueil. I, 204.
[2] Ann. de Chim. LXXXIV, 72, 113.
[3] *Ibid.* LXXXIII, 252.
[4] Phil. Trans. 1813, p. 171.
[5] *Ibid.* p. 75.
[6] Ann. de Chim. LXXXIV, 83.
[7] Berzelius et Marcet, *Phil. Trans.* 1813, p. 175.

liquide, et en suspendant à l'air le thermomètre dans cet état, il baisse de 16° à — 32° centigrades; si on introduit ce liquide sous le récipient d'une machine pneumatique où l'on fasse rapidement le vide, le thermomètre tombe en moins de deux minutes, à — 64°.

Le soufre carburé prend feu à l'air à une température qui excède à peine celle à laquelle le mercure entre en ébullition. Il brûle avec une flamme bleue, en répandant l'odeur d'acide sulfureux. Sa vapeur détone, lorsqu'étant mêlée avec le gaz oxigène, on fait passer une étincelle électrique à travers le mélange; les produits sont des acides sulfureux et carbonique et de l'oxide de carbone, si l'oxigène est en petite proportion; mais lorsqu'elle est de six ou sept fois le volume de la vapeur du soufre carburé, le carbone est converti en totalité en acide carbonique.

Le soufre carburé est à peine soluble dans l'eau, mais il se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. Ce dernier fluide peut prendre trois fois son volume de soufre carburé sans devenir trouble. Cette substance s'unit aisément avec le chlorure d'azote; elle empêche ce liquide de détoner, lorsqu'il est en contact avec les huiles ou le phosphore [1].

Composition.

En faisant passer le soufre carburé liquide à travers du cuivre chauffé au rouge, il se combine avec ce métal, formant un carbo-sulfure de cuivre. C'est par ce moyen que Berthollet, Thénard et Vauquelin parvinrent à reconnaître sa composition. Lorsqu'on le fait passer très-lentement à travers l'oxide rouge de fer, il est aussi décomposé et converti, partie en sulfure de fer, et partie en gaz acide sulfureux et acide carbonique. Berzelius employa ce procédé pour le décomposer, et il reconnut que ses parties constituantes sont :

Soufre.	84,83.	100,00
Carbone.	15,17.	17,89
	100,00	

Ce résultat coïncide de très-près avec celui des chimistes français. Mais nous avons trouvé qu'un atôme de soufre pèse 2, et un atôme de carbone 0,75; en supposant donc que le soufre carburé est formé de deux atômes de soufre et

[1] Marcet, *Phil. Trans.* 1813, p. 252.
[2] Berzelius et Marcet, *Phil. Trans.* 1813, p. 175.

d'un atôme de carbone, ses parties constituantes seraient :

Soufre. . .	4 . . .	84,21. . .	100
Carbone. . .	0,75. . .	15,79. . .	18,75
		100,00	

Mais ces nombres se rapprochent tellement de l'analyse de Berzelius, que nous pouvons les considérer comme exacts. Alors le soufre carburé liquide est, dans le fait, un bisulfure de carbone; il n'est pas invraisemblable qu'il puisse également se former un sulfure de carbone.

VIII. On n'a point encore reconnu de combinaison du soufre avec le bore et le silicium, et jusqu'à présent il n'a pas été fait d'expériences à ce sujet.

Le soufre se combine avec le phosphore.

IX. Le soufre et le phosphore se combinent facilement entr'eux, ainsi que Margraf s'en assura le premier [1]. Pelletier examina et fit, depuis, avec beaucoup de soin, cette combinaison [2]. Plusieurs observations intéressantes furent publiées par M. Accum, sur la formation de ce composé, et bientôt après le docteur Briggs expliqua, avec précision, les circonstances qui y donnent lieu. Le tout consiste à mêler ensemble les deux substances et à les chauffer assez pour les faire fondre, ainsi que Pelletier l'observa le premier. Le composé est d'un blanc jaunâtre avec apparence cristalline [3]. On peut opérer la combinaison en chauffant le mélange dans un tube de verre fermé de manière à le garantir de toute communication avec l'air. Le sulfure de phosphore ainsi préparé est plus combustible que le phosphore. Si, après l'avoir allumé avec un fil métallique chaud, on le laisse brûler un peu, et qu'on l'éteigne ensuite en interrompant tout accès de l'air, le phosphore, et peut-être le soufre, semblent être oxidés, et le mélange acquiert la propriété de prendre feu spontanément dès qu'il a le contact de l'air [4].

On peut aussi obtenir la combinaison en introduisant les deux corps dans une cornue ou dans un flacon rempli d'eau, et en chauffant ensuite avec précaution et lentement. La combinaison de ces deux substances s'opère par degrés dès que

[1] Opusc. I, 11.
[2] Journ. de Phys. XXXV, 382.
[3] Briggs, Nicholson. VI, 58.
[4] Briggs, *ibid.* VII, 58.

le phosphore est fondu. Il est nécessaire de chauffer avec ménagement, parce que le sulfure de phosphore a la propriété de décomposer l'eau, comme l'avait observé Margraff, et ainsi que Pelletier s'en assura. L'effet de la décomposition s'accroît très-rapidement avec la température, une portion des deux combustibles étant convertie en acides, en s'unissant à l'oxigène; l'hydrogène, au moment où il se dégage, s'unit avec le soufre et le phosphore, et il en résulte des gaz sulfuré et phosphoré. Ce dégagement, à la température de l'eau bouillante, est si rapide, qu'il donne lieu à de violentes explosions.

Le sulfure de phosphore peut être distillé sans éprouver de décomposition. Ce fut en effet par distillation que Margraff l'obtint pour la première fois. Le soufre et le phosphore, en se combinant ensemble, acquièrent une très-grande tendance à passer à l'état de liquidité; et cette tendance est au maximum, lorsque les deux corps sont combinés en proportions égales. La table qui suit présente le résultat des expériences de Pelletier, sur les températures auxquelles les composés deviennent solides dans l'union des substances en proportions diverses *.

8. Phosphore. . .	}	se congèle à 25°	centigrades.
1. Soufre.	}		
8. Phosphore. . .	}	*idem* à 15°	*idem.*
4. Soufre.	}		
8. Phosphore. . .	}	*idem* à 10°	*idem.*
4. Soufre.	}		
8. Phosphore. . .	}	*idem* à 5°	*idem.*
8. Soufre.	}		
4. Phosphore. . .	}	*idem* à 12,22°	*idem.*
8. Soufre.	}		
2,66 Phosphore. . .	}	*idem* à 37,50°	*idem.*
8. Soufre.	}		

Il est probable, d'après les expériences de Pelletier, que la combinaison la plus intime du phosphore et du soufre

* Ann. de Chim. IV, 10.

consiste dans un atôme de soufre et un atôme de phosphore, ou en poids :

Soufre.....	2.....	4.....	100
Phosphore....	1,5.....	3.....	75

Mais ces substances se combinent sans doute dans d'autres proportions.

SECTION VII.

De l'Arsenic.

Histoire. I. C'est dans les ouvrages de Dioscorides, et de quelques autres écrivains du commencement de l'ère chrétienne, qu'on trouve pour la première fois le mot *arsenic* (ἀρσενικὸν). Ils y désignent, par ce terme, la même substance qu'Aristote avait appelée (σανδαράκη)[1], et son disciple Théophraste, (ἀρρενικὸν). C'est un minéral de couleur rougeâtre, composé d'arsenic et de soufre, employé par les anciens pour la peinture et comme médicament.

Avicennes fit mention de l'arsenic dans le onzième siècle; mais ce qu'on appelle ainsi dans le commerce, n'était à cette époque que *l'oxide blanc d'arsenic*, dont le métal n'avait point encore été séparé. Paracelse semble l'avoir connu, et Schroeder décrivit, dans sa Pharmacopée, publiée en 1649[2], un procédé pour l'obtenir; mais ce ne fut qu'en 1733, d'après l'examen chimique que Brandt[3] fit de ce métal, qu'on en reconnut la nature particulière; et depuis cette époque, il a toujours été considéré sous la dénomination d'*arsenic*, comme un métal distinct. Macquer en 1746[4], Monnet en 1773[5] et

[1] Pline semble avoir fait une distinction entre sandaraque et arsenic. Liv. XXXIV, chap. 18.

[2] Bergman. II, 278.

[3] Son mémoire fut publié dans le recueil de ceux de la société d'Upsal, pour 1733, p. 39. Il y décrit avec précision les propriétés de l'acide arsenieux, et indique le premier procédé exact pour obtenir l'arsenic à l'état métallique. Il mêlait de l'arsenic blanc avec de la potasse et de l'alcali volatil, et il faisait fondre le mélange dans un creuset bien luté. Bergman semble avoir pris du mémoire de Brandt, beaucoup des faits qu'il y expose concernant l'arsenic.

[4] Mém. Par. 1746, p. 223; et 1748, p. 35.

[5] Sur l'arsenic.

Bergman en 1779 [1], poussèrent plus loin leurs recherches sur ce métal; et c'est aux travaux de ces chimistes et à ceux de Scheele que nous sommes redevables de presque tout ce que nous connaissons aujourd'hui sur ses propriétés. Ses combinaisons avec l'oxigène ont été examinées, avec beaucoup de soin, par Proust [2], Buchols [3], Berzelius [4], et quelques autres chimistes [5].

Propriétés.

1. L'arsenic est d'un blanc bleuâtre, qui se rapproche beaucoup de la couleur de l'acier. Il a beaucoup d'éclat. Il n'a ni saveur ni odeur sensibles lorsqu'il est froid, mais quand on le chauffe, il répand une forte odeur d'ail qui est très-caractéristique.

2. C'est le plus mou et peut-être le plus fragile de tous les métaux. Il se brise en morceaux par le moindre coup de marteau, et on le réduit facilement en poudre très-fine, en le triturant dans un mortier. Sa pesanteur spécifique est 5,7633 [6].

3. On ne connaît pas précisément le degré de chaleur auquel il fond, parce qu'étant le plus volatil de tous les métaux, il se sublime avant d'entrer en fusion lorsqu'on l'expose dans des vaisseaux fermés à une chaleur de 180° centigrades [7]. Lorsqu'on le sublime lentement, il cristallise sous la forme de tétraèdres, qui est, suivant Haüy, celle de sa molécule intégrante.

S'oxide.

II. L'arsenic peut être gardé sous l'eau sans y éprouver d'altération; mais il se ternit promptement à l'air; il y devient noir et pulvérulent.

L'arsenic peut se combiner avec l'oxigène en deux proportions différentes, et former ainsi deux composés qui ont les propriétés acides et qu'on a appelés *acides arsenieux* et *arsenique*.

Protoxide.

1. L'arsenic étant un des métaux les plus combustibles, lorsqu'on le chauffe avec le contact de l'air, il se sublime faci-

---

[1] Bergman, *Opusc.* II, 292.
[2] Journ. de Phys.
[3] Journ. de Chim. IV, 5.
[4] Ann. de Chim. LXXX, 9; et Annals of Philosophy. III, 93.
[5] Annals of Philosophy. IV, 171.
[6] Elémens de Lavoisier, p. 572. Je trouvai la pesanteur spécifique de l'arsenic sublimé de 5,235. Bergman, dans ses Opuscules, II, 279, établit la pesanteur spécifique de l'arsenic à 8,31, et Brandt la fait de 8,308; mais il paraît que les échantillons essayés étaient impurs.
[7] Bergman. II, 279.

lement, sous la forme d'une poudre blanche, en répandant une forte odeur d'ail. Si on augmente la chaleur, il brûle avec une flamme bleue pâle. On appelait autrefois *alkali* ou *arsenic blanc* cette substance sublimée, qui est encore connue sous les mêmes dénominations dans le commerce. Elle porte aujourd'hui le nom d'*acide arsenieux*. Les chimistes le préparent rarement, parce qu'on le trouve dans la nature, et qu'on l'obtient souvent en abondance dans le travail d'extraction des autres métaux de leurs mines.

Cette substance, obtenue ainsi, est compacte, blanche, fragile et d'apparence vitreuse; elle a une saveur très-âcre, qui finit par produire une impression douceâtre. C'est un des poisons les plus violens. Cet oxide a une odeur d'ail.

Suivant les expériences de Klaproth, 1000 parties environ d'eau froide ne dissolvent que 2,50 parties de cet acide, tandis que la même proportion d'eau bouillante en dissout 77,5. Cette dissolution a une saveur très-âcre, et rougit les couleurs bleues végétales. Par une évaporation lente, l'acide cristallise en tétraèdres réguliers. Il est soluble aussi dans 70 ou 80 fois son poids d'alcool, et dans les huiles. Chauffé à 195° centigrades, il se sublime; et si c'est dans des vaisseaux fermés, il devient translucide comme le verre, mais il reprend promptement à l'air sa première apparence. La pesanteur spécifique de ce verre, suivant les expériences du docteur Wollaston, est 3,699; celle de l'acide, dans son état ordinaire, est de 3,706[1]. Il a été fait un très-grand nombre d'expériences pour déterminer la composition de cet acide. On verra dans la table qui suit, les résultats obtenus par les différens chimistes qui les ont faites.

Proust [3]	100 arsenic	+ 32,979	oxigène.
Thénard [4]	100 *idem*	+ 34,694	*idem.*
Berzelius [5]	100 *idem*	+ 34,263	*idem.*
Thomson [6]	100 *idem*	+ 34,930	*idem.*

Nous serons plus en état de juger ces expériences lorsque la composition de l'acide arsenic nous sera connue.

---

[1] Annals of Philosophy. IV, 132.
[2] Bergman. II, 286.
[3] Journ. de Phys.
[4] Ann. de Chim. I, 123.
[5] *Ibid.* LXXX, 9.
[6] Annals of Philosophy. IV, 176.

Lorsqu'on chauffe lentement jusqu'au rouge, dans une cornue, ou dans un matras, un mélange d'acide arsenieux et de flux noir, l'arsenic est réduit à l'état métallique, et il se sublime. On peut ainsi se procurer le métal pur. Ce procédé de réduction de l'arsenic a été indiqué, pour la première fois, par Brandt, à qui nous sommes redevables de la plupart des propriétés de l'acide arsenieux ci-dessus décrites.

Peroxide ou acide arsenique.

L'arsenic peut se combiner avec une nouvelle dose d'oxigène, et former ainsi un autre composé que Schéele découvrit le premier, et auquel on a donné le nom d'*acide arsenique*. Le procédé décrit par Schéele consiste à dissoudre 3 parties d'acide arsenieux dans 7 parties d'acide hydrochlorique, d'ajouter à cette dissolution 5 parties d'acide nitrique, de mettre le mélange dans une cornue et de distiller jusqu'à siccité. On fait chauffer au rouge le résidu bien séché et on le laisse refroidir; c'est l'acide arsenique solide. Bucholz a fait voir que toute la quantité d'acide hydrochlorique prescrite par Schéele n'est pas nécessaire. Le procédé, qu'il considère comme étant le meilleur, est celui d'un mélange de deux parties seulement d'acide hydrochlorique de 1,200 de pesanteur spécifique, avec huit parties d'acide arsenieux, et vingt-quatre parties d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,25*.

L'acide ainsi obtenu n'a pas une saveur très-forte lorsqu'il est sec; mais elle devient excessivement aigre quand il a été dissous dans l'eau; et il reste à l'état liquide lors même que sa dissolution a été évaporée jusqu'à consistance de gelée. Il est aussi délétère que l'acide arsenieux.

La table ci-dessous présente les résultats des expériences qui ont été faites jusqu'à présent sur la composition de cet acide.

Proust.	100 arsenic	+ 52,903	oxigène.
Thénard.	100 *idem*	+ 56,250	*idem*.
Berzelius.	100 *idem*	+ 51,428	*idem*.
Thomson.	100 *idem*	+ 52,4	*idem*.

Pour nous mettre en état de juger de l'exactitude de ces expériences, essayons de déterminer le nombre qui dénote le poids d'un atôme d'acide arsenique. Nous avons deux ana-

* Journ. de Chim. de Van-Mons, IV, 16.

lyses d'arséniates qui paraissent exactes ; celle de l'arséniate de plomb par Berzelius [1], et celle de l'arséniate de chaux, par Laugier [2]. Ces analyses ont donné :

Arséniate de plomb.			Arséniate de chaux.		
Base...	194,11	... 14	Base...	33	 3,625
Acide..	100	... 7,212	Acide..	67	 7,36

On voit, d'après ces analyses, que si 14 et 3,625 représentent respectivement le poids d'un atôme d'un oxide de plomb et de chaux, le poids d'un atôme d'acide arsenique est représenté par 7,212 et 7,36, dont le terme moyen est 7,286, qui doit donner à très-peu-près le poids d'un atôme d'acide arsenique; peut-être le nombre 7,25, qui est un multiple de 0,125 (le poids d'un atôme hydrogène), se rapproche-t-il encore plus de la vérité. Ce nombre doit comprendre les atômes d'oxigène et le poids d'un atôme d'arsenic. En supposant que l'oxigène, dans ce nombre, est représenté par 2,5, alors le poids d'un atôme d'arsenic sera 4,75, et l'acide arsenique sera un composé de

Arsenic. . . .	4,75. . . .	100
Oxigène. . . .	2,5	52,631

Or, ce nombre est presqu'exactement le terme moyen des résultats des expériences de Proust et des miennes; je suis donc disposé à le considérer comme exact.

Si nous supposons que le poids de l'oxigène, dans l'acide arsenieux, est de 1,5, cet acide sera formé de

Arsenic. . . .	4,75. . . .	100
Oxigène . . .	1,5	31,6

Ce nombre ne diffère que très-peu de la détermination de Proust, le seul chimiste qui ait fait des expériences directes sur ce sujet. Par celles de Thénard, de Berzelius et les miennes, la détermination n'a été établie que d'après l'analogie. Je pense donc que l'oxigène, dans ces deux acides, est comme les nombres 1,5 et 2,5, ou 3 et 5; c'est-à-dire que l'acide arsenieux est un composé de deux atômes d'arsenic et de trois atômes d'oxigène, et l'acide arsenique de deux atômes d'arsenic et cinq atômes d'oxigène.

[1] Annals of Philosophy. III, 93.
[2] Ann. de Chim. LXXXV, 58.

III. L'arsenic se combine avec le chlore, et forme un composé que nous appellerons *chlorure d'arsenic*.

Ce composé a été pendant long-temps connu sous le nom de *beurre d'arsenic*. On l'obtient en introduisant de l'arsenic en quantité suffisante dans le gaz chlore; il y brûle spontanément avec un très-grand éclat, et forme le chlorure. Mais le moyen le plus facile de se procurer ce chlorure à l'état de pureté, et en très-grande quantité, est l'ancienne méthode. Elle consiste à mêler ensemble six parties de perchlorure de mercure et une partie d'arsenic, et à distiller ce mélange dans une cornue à une douce chaleur; il passe dans le récipient un liquide qui est le chlorure d'arsenic. Chlorure.

Ce chlorure est transparent et d'une consistance oléagineuse. Il est très-volatil; sa pesanteur spécifique n'a pas été déterminée. Lorsqu'il est chauffé, il dissout facilement le phosphore et le soufre; mais ces corps sont précipités de la dissolution, par son refroidissement. Ce chlorure dissout aussi la résine, et il se combine avec les huiles d'olive et de térébenthine[1]; en le mêlant avec l'eau, il est décomposé, et il se précipite de l'acide arsenieux. Suivant les expériences du docteur John Davy, 13 centigrammes d'arsenic absorbent 66 centimètres cubes de chlore[2]. Or, 66 centimètres cubes de ce gaz pèsent 19 centigrammes, donc le chlorure d'arsenic est composé de

Arsenic. . . .	2. . . .	4,75
Chlore. . . .	3. . . .	7,125

Ces nombres se rapprochent de 1 atôme arsenic et 1 ½ atôme de chlore, ou 2 atômes arsenic et 3 atômes chlore.

IV. L'arsenic entre facilement en combinaison avec l'iode, et forme ainsi un *iodure d'arsenic*. Iodure.

La combinaison s'opère avec une grande facilité et sans aucun dégagement de chaleur, suivant Ruhland, qui est le seul qui l'ait examinée. Cet iodure est d'un rouge pourpre foncé, ayant les propriétés acides. Il se dissout dans l'eau, et en introduisant dans cette dissolution de la potasse à saturation, il ne s'y manifeste point de précipité. En ajoutant du nitrate d'argent à la dissolution, il s'y produit un préci-

[1] John Davy, *Phil. Trans.* 1812, p. 136.
[2] *Ibid.* p. 188.

pité jaune soufre, bien connu pour être un arsenite d'argent [1]. On n'a point encore essayé, jusqu'à présent, de déterminer les proportions des parties constituantes de cet indure.

V. On ne connaît point de combinaison de l'arsenic avec le fluor, et il ne paraît pas susceptible de s'unir avec l'azote.

Gaz hydrogène arseniqué.

VI. L'arsenic se combine avec l'hydrogène, et forme un composé qu'on peut appeler *gaz hydrogène arsenié* ou *arseniqué*.

Ce gaz fut découvert par Schéele, dans le cours de ses expériences sur l'acide arsenique [2]. Proust fit depuis la même remarque, lors de ses expériences sur l'étain [3], et Trommsdorf, après avoir plus particulièrement examiné ce gaz, en 1803, en exposa les propriétés [4]. En 1806, le professeur Stromeyer fit des expériences très-importantes sur le gaz hydrogène arseniqué [5], qui fut examiné depuis, en 1808, par Gay-Lussac et Thénard, dans le cours de leurs expériences sur le potassium [6].

Je ne pense pas qu'il ait été jusqu'à présent obtenu à l'état de pureté. Il est probable que le minéral appelé *mispickel*, qui est un arseniure de fer, doit être employé avec avantage pour la préparation du gaz hydrogène arseniqué. Le moyen le plus facile de l'obtenir est, suivant Trommsdorf, de mêler ensemble quatre parties de zinc en grenailles et une partie d'arsenic, et de traiter ensuite ce mélange avec de l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau. Le gaz hydrogène est dégagé en abondance, et lorsqu'au moment de ce dégagement, il se trouve en contact avec l'arsenic, il le dissout, et forme le gaz qu'on voulait se procurer. Stromeyer recommande un alliage composé de quinze parties d'étain et d'une partie d'arsenic. En mettant cet alliage en digestion dans l'acide hydrochlorique, le gaz hydrogène s'échappe en enlevant avec lui tout l'arsenic, et il laisse l'étain à l'état de pureté. Gehlen, qui fut, en 1815, victime de ses expériences sur ce gaz, le préparait en chauffant l'arsenic dans une lessive alcaline.

---

[1] Rublaud; Schweigger's Journal, XI, 140.
[2] Mémoires de Chimie de Schéele. I, 182.
[3] Ann. de Chim. XXVIII, 215.
[4] Nicholson's Journal. VI, 200.
[5] *Ibid.* XIX, 381.
[6] Recherches physico-chimiques. I, 229.

Le gaz hydrogène arseniqué ainsi formé, est sans couleur. Il a une odeur nauséabonde, et il n'est pas sensiblement absorbé par l'eau. Il ne peut servir ni à la combustion, ni à la respiration. Sa pesanteur spécifique, suivant Trommsdorf, est de 0,5293, celle de l'air étant 1. Davy la trouva de 0,5552 *, mais il n'est pas douteux que ces pesanteurs spécifiques sont toutes beaucoup au-dessous de la vérité.

Le gaz hydrogène arseniqué brûle avec une flamme bleue; et si le col du vaisseau dans lequel cette combustion a lieu est étroit, l'arsenic s'y dépose. Lorsqu'on mêle ensemble deux parties de ce gaz avec trois d'oxigène, et qu'on met ce mélange en contact avec une bougie allumée, il se produit une explosion, et il se forme de l'acide arsenieux et de l'eau. La détonation d'un mélange de ces gaz, à parties égales, est moins forte, mais il brûle avec une flamme plus vive. Lorsque le mélange consiste en deux parties de gaz hydrogène arseniqué, et une partie de gaz oxigène, il laisse après sa combustion un petit résidu. Suivant Stromeyer, ce gaz exige, pour sa combustion, 0,72 parties de son volume de gaz oxigène.

Le gaz hydrogène arseniqué ne s'altère point à l'air; il n'est pas altéré non plus par les gaz azote et hydrogène. Le deutoxide d'azote y produit une diminution de volume d'environ 0,02. Le gaz acide hydrosulfurique ne lui fait éprouver aucun changement; mais si l'on ajoute du chlore au mélange de ce gaz avec le gaz hydrogène arseniqué, le volume diminue, et il se forme un dépôt floconneux coloré en jaune; d'où il résulte que ces deux gaz peuvent servir comme réactif sensible pour reconnaître la présence du gaz hydrogène arseniqué.

L'acide nitrique concentré, mêlé subitement avec ce gaz, produit un dégagement de vapeurs rouges et une explosion accompagnée de flamme. Lorsque l'acide est étendu, il oxide l'arsenic et le sépare du gaz en laissant l'hydrogène pur. Trommsdorf, à qui nous devons la connaissance de tous ces faits, ne put pas réussir à faire l'analyse de ce gaz. Stromeyer y parvint en se servant, à cet effet, d'acide nitrique,

* Elements of chemical Philosophy, p. 456.

et il le trouva composé de 106 parties d'arsenic et de 2,19 parties d'hydrogène. Gay-Lussac et Thénard le décomposèrent aussi, en chauffant de l'étain dans un tube de verre rempli du gaz. 100 volumes de ce gaz, dépouillés de leur arsenic, prirent de l'expansion jusqu'à occuper 140 volumes; de manière que l'accroissement s'élevait aux $\frac{2}{7}$ du volume primitif. En supposant que cette expérience et l'analyse de Stromeyer sont correctes, il s'en suivrait que la pesanteur spécifique du gaz hydrogène arseniqué est 4,799. Mais il faut encore de plus amples recherches pour faire connaître exactement la constitution de ce gaz. Il paraîtrait résulter des expériences de Davy et de Gay-Lussac et Thénard, que l'arsenic et l'hydrogène se combinent aussi sous la forme solide en flocons bruns qui dégagent, par la chaleur, du gaz hydrogène arseniqué.

VII. Nous ne connaissons aucune combinaison de l'arsenic avec le carbone, le bore, ou le silicium.

Phosphure. VIII. L'arsenic se combine aisément avec le phosphore. On peut obtenir le phosphure d'arsenic, en distillant, à une douce chaleur, des parties égales de phosphore et du métal. Ce phosphure est noir et brillant, et il faut le conserver sous l'eau. On peut le former aussi, en chauffant doucement, pendant quelque temps, un mélange de parties égales de phosphore et d'arsenic dans une suffisante quantité d'eau [1].

Sulfure. IX. L'arsenic se combine facilement avec le soufre. En fondant un mélange de ces deux corps dans un creuset couvert, on obtient une masse rouge, vitreuse, qui est évidemment un sulfure d'arsenic. On peut le former également en chauffant ensemble l'acide arsenieux, ou l'acide arsenique, et du soufre; mais dans ce cas une portion du soufre absorbe l'oxigène de l'arsenic et se dégage en gaz acide sulfureux [2]. On trouve le sulfure d'arsenic natif dans différentes contrées de l'Europe. Il est de couleur écarlate, et souvent cristallisé
I. Réalgar. en prismes transparens. On le nomme communément *réalgar;* on l'emploie quelquefois dans la peinture. Sa pesanteur spécifique est de 3,3384 [3]. Ce sulfure n'a point de saveur

[1] Pelletier, *Ann. de Chim.* XLII, 139.
[2] Proust, *Journ. de Phys.* LIII, 94.
[3] Minéralogie de Haüy. IV, 228.

et n'est pas, à beaucoup près, aussi pernicieux que les oxides d'arsenic, quoique Macquer lui attribue la propriété vénéneuse [1]; on s'en sert quelquefois en peinture.

Si dans une dissolution d'acide arsenieux dans l'acide hydrochlorique, on verse une dissolution d'acide hydrosulfurique dans l'eau, il se forme un précipité d'une belle couleur jaune. Cette poudre, qu'on nomme ordinairement *orpiment*, peut également s'obtenir par la sublimation d'un mélange d'arsenic et de soufre à une chaleur insuffisante pour en opérer la fusion. On trouve cette substance dans la nature; elle est en lames très-minces, qui ont un très-grand degré de flexibilité. Sa pesanteur spécifique est 3,4522 [2]. Quelques chimistes ont supposé que l'orpiment ne différait du réalgar qu'en ce qu'il contient une moindre proportion de soufre; d'autres, que l'arsenic y existe à l'état d'oxide, et quelques-uns, enfin, qu'il contient de l'acide hydrosulfurique. Mais Proust a prouvé, qu'à une chaleur suffisante, il fond sans émission d'aucun gaz, et que par le refroidissement il prend l'apparence du réalgar [3]. Haüy remarqua que la forme de leurs cristaux est la même; d'où il concluait que c'était la même substance sous des formes différentes, conformément à l'opinion de Proust [4]. C'est cette divergeance d'opinions, à ce sujet, qui porta M. Laugier à faire une suite d'expériences sur ces substances [5], et il en résulte que le sulfure d'arsenic préparé artificiellement est composé de

a. Orpiment.

Arsenic.	58,34.	100
Soufre.	41,66.	71,42

Or, ce résultat se rapproche d'un composé formé d'un atôme d'arsenic et de deux atômes de soufre. Laugier trouva qu'en chauffant ensemble l'orpiment et le réalgar natifs, il se sublime de l'acide arsenieux. La substance était alors exactement composée comme le sulfure artificiel. Il en induit, que

[1] Hoffman nous apprend qu'il en donna deux scrupules à un chien, qui n'en ressentit aucuns mauvais effets quelconques. Observ. physico-chemico select. p. 236.

[2] Haüy. IV, 235.

[3] Journ. de Phys. LIII, 94.

[4] Ann. de Chim. LXXXV, 36.

[5] *Ibid.*

dans ces substances, lorsqu'elles se trouvent dans la nature, il y a une certaine quantité d'arsenic, ou d'acide arsenieux, mécaniquement mêlé entre leurs molécules.

SECTION VIII.

Du Tellure.

Histoire. I. Les minéralogistes furent long-temps dans l'incertitude sur la nature d'une substance de couleur blanche bleuâtre, avec éclat métallique, que contient la mine de Mariahilf, dans le mont Fatzbay, près Zalethna, en Transylvanie. On s'accordait à y trouver un peu d'or; mais elle consistait principalement en une substance métallique que quelques-uns supposaient être le bismuth, et d'autres l'antimoine. Muller de Reichenstein, qui examina, en 1782 [1], cette mine, qu'on avait désignée par les noms d'*aurum problematicum*, *aurum paradoxum*, et *aurum album*, crut y reconnaître un métal nouveau, différent de tous les autres. Cependant, n'étant pas encore satisfait de ses propres conclusions à ce sujet, il en envoya un échantillon à Bergman; mais l'échantillon était trop petit pour que cet illustre chimiste pût décider si c'était un métal nouveau que contenait cette mine. Ce dont il put seulement s'assurer, c'est que celui qu'on y trouvait n'était pas l'antimoine. Les expériences de Muller parurent si satisfaisantes à Kirwan, que dans la seconde édition de sa Minéralogie, publiée en 1796, il assigna à ce métal une place distincte, sous la dénomination de *sylvanite*. Klaproth, après avoir fait une analyse de cette mine, qu'il publia en 1798, confirma complètement les conclusions de Muller [2]. Il donna au nouveau métal, qui constitue les 0,925 de la mine, le nom de *tellure*, et ce nom a été généralement adopté. Les résultats des expériences que fit Gmelin sur cette mine, en 1799 [3], se trouvèrent presqu'exactement d'accord avec ceux qu'avaient obtenus Muller et Klaproth, et ces savans distinguèrent dans le tellure les propriétés suivantes. Davy découvrit, en 1809 [4], quelques combinaisons nouvelles et importantes

[1] Born. II, 468.
[2] Crell's Annals. 1798. I, 91.
[3] *Ibid.* 1799. I, 275 et 365.
[4] Phil. Trans. 1810, p. 16.

du tellure; et Berzelius fit, en 1811, une suite d'expériences intéressantes sur ce métal [1].

1. Le tellure est d'un blanc bleuâtre, tenant le milieu entre la couleur du zinc et celle du plomb. Sa texture est lamelleuse comme celle de l'antimoine, et son éclat est considérable. Propriétés.

2. Sa dureté n'a pas été déterminée; sa pesanteur spécifique est, suivant Klaproth, de 6,115 [2].

3. Il est très-cassant, et peut être aisément réduit en poudre.

4. Il fond à une température un peu supérieure à celle nécessaire pour la fusion du plomb. En augmentant la chaleur, il bout, s'évapore, et s'attache en gouttes brillantes à la partie supérieure de la cornue dans laquelle on le chauffe. Il est donc, après le mercure et l'arsenic, le plus volatil des métaux. Lorsqu'il est refroidi lentement, il cristallise.

II. Le tellure ne se combine avec l'oxigène que dans une seule proportion, formant ainsi un composé qui a les propriétés acides. On devrait lui donner le nom d'*acide tellurique*: mais comme il participe en même temps des propriétés alcalines, il convient mieux de lui conserver la dénomination ordinaire d'*oxide de tellure*.

Le tellure, chauffé au chalumeau sur un charbon, prend feu, et brûle avec une flamme d'un bleu vif, dont les bords sont verts; et il se volatilise complètement sous la forme d'une fumée blanche, en répandant une odeur qui, suivant Klaproth, approche de celle des raves [3]. Oxide.

Cette fumée blanche est l'*oxide de tellure*, qu'on peut également obtenir en dissolvant le métal dans l'acide hydro-chloro-nitrique, et en étendant la dissolution d'une grande quantité d'eau. Il se précipite une poudre blanche qui est l'oxide. On peut aussi se le procurer en dissolvant le métal dans l'acide nitrique, et en ajoutant peu-à-peu de la potasse à cette dissolution, jusqu'à ce que l'oxide se précipite. Cet oxide se fond aisément, par la chaleur, en une masse de

[1] Nicholson's Journal. XXXVI, 129. Malheureusement le Mémoire de Berzelius a été imprimé avec si peu de soin, que dans plusieurs endroits, il est tout-à-fait inintelligible.

[2] Muller la trouva de 6,343; mais il est probable que l'échantillon qu'il essaya n'était pas pur.

[3] Gmelin ne reconnaît pas cette odeur.

couleur de paille, d'une texture radiée. Lorsqu'on le chauffe dans le charbon, après l'avoir mis à l'état de pâte avec de l'huile, il se réduit si rapidement à l'état métallique qu'il se produit une sorte d'explosion. Lorsqu'on le chauffe sur un morceau de charbon avec l'action d'un soufflet, il devient jaune d'abord, puis orangé, et à la fin d'un beau rouge [1]. Après sa fusion, il ne change plus le papier de tournesol; mais il se combine avec les différentes bases, et forme avec elles des sels neutres. Il se dissout aussi dans les acides, en formant également avec eux des sels neutres. D'après les expériences de Klaproth [2], cet oxide est composé de

Métal. . . .	100
Oxigène. . .	20

Mais Berzelius trouve le poids de l'oxigène un peu plus considérable. L'oxide est composé, d'après ses expériences [3], de

Métal. . . .	100
Oxigène. . . .	24,8

Si l'on suppose que la quantité réelle d'oxigène qui s'unit avec 100 du métal, est 25, ou $\frac{1}{4}$ du poids du métal, et que cet oxide est un composé de 1 atôme du métal + 1 atôme d'oxigène; alors le poids d'un atôme de tellure sera 4.

Chlorure. III. Le tellure brûle spontanément dans le chlore. Le *chlorure de tellure* formé est blanc et demi-transparent. Lorsqu'on le chauffe, il s'élève en vapeur et cristallise. L'eau le décompose, et en sépare une poudre blanche, qui consiste dans l'oxide de tellure uni à l'eau, ou dans un *oxide hydraté*, ainsi qu'on appelle de semblables composés. Suivant Davy, le chlorure de tellure est formé de

Tellure.	2
Chlore.	1,83.

Ces nombres se rapprochent le plus près d'un atôme de tellure et d'un atôme chlore; mais ils ne concordent pas tout-à-fait avec cette supposition [4].

---

[1] Berzelius, Nocholson's Journal. XXXVI, 130.
[2] Beitrage. III, 14.
[3] Annals of Philosophy. III, 250.
[4] Davy, Elements of chemical philosophy. P. 409.

IV. L'iode se combine très-aisément avec le tellure, lorsque les deux substances sont mises en contact. La dissolution dans l'eau est d'une couleur rouge pourpre foncé. Il se combine facilement avec la potasse, et il en résulte une dissolution incolore qui fournit à l'évaporation de petits prismes blancs [1]. Iodure.

V. On ne connaît point de combinaison entre le tellure et le fluor ou l'azote.

VI. Le tellure a la propriété de se combiner avec l'hydrogène, et de former une substance gazeuse à laquelle on a donné le nom de *gaz hydrogène tellure*. Gaz hydrogène tellure.

Cette substance fut découverte en 1809 [2] par Humphry-Davy, et Berzelius publia, en 1813, quelques expériences à ce sujet [3].

On obtient le gaz hydrogène tellure, en chauffant au rouge un mélange d'oxide de tellure, de potasse et de charbon; on introduit alors ce mélange dans une cornue; on verse dessus de l'acide sulfurique étendu, et l'on fait plonger le bec de la cornue dans un bain de mercure. Il se dégage un gaz qu'on recueille dans des cloches de verre remplies de mercure. Ce gaz n'a été qu'imparfaitement examiné, à raison de la difficulté de se procurer le tellure en quantité suffisante pour le soumettre à une suite d'expériences; néanmoins, autant qu'il a été possible de reconnaître ses propriétés, on a trouvé qu'il avait celles suivantes :

Il est transparent et incolore, permanent et élastique comme l'air. Son odeur, forte et particulière, se rapproche beaucoup de celle de l'acide hydrosulfurique. Il brûle avec une flamme bleuâtre, et dépose de l'oxide de tellure. Il se dissout dans l'eau. Davy n'a pu s'assurer s'il rougit les couleurs bleues végétales. Sous d'autres rapports, il a les propriétés acides : il se combine avec les alcalis, et il précipite comme l'acide hydrosulfurique la plupart des dissolutions métalliques. Il y a lieu de présumer que ce composé peut être formé en chauffant le tellure dans le gaz hydrogène. Le chlore le décompose immédiatement. Le composé d'hydrogène telluré et de potasse est décomposé aussitôt qu'on expose la dissolution à l'air.

[1] Ruhland, Schweigger's Journal. XI, 140.
[2] Phil. Trans. 1810, p. 16; ou Nicholson's Journal. XXVI, 333.
[3] *Ibid.* XXVI, 132.

Berzelius a tâché de reconnaître, par des expériences indirectes, sa composition, et il l'a considérée comme étant de

Tellure	100	4
Hydrogène	3,125	0,125

En supposant ces proportions exactes, ce composé est évidemment formé de 1 atôme de tellure + 1 atôme hydrogène; et si on le considère comme étant analogue au gaz acide hydrosulfurique dans sa constitution, ce qui est probable, alors sa pesanteur spécifique sera 2,3074.

Ritter, découvrit en 1808, que, lorsque le tellure étant mis en contact avec le pôle négatif d'une batterie galvanique, on complète le circuit en plongeant le tellure dans l'eau, il se forme une poudre brune, qui paraît être un composé solide de tellure et d'hydrogène.

VII. Il paraîtrait, d'après une expérience de Berzelius, que le tellure peut se combiner avec le carbone [1]. Le composé que produit cette combinaison est une poudre noire, dont les propriétés n'ont point été examinées.

VIII. Il n'a point été fait d'expériences sur la combinaison du tellure avec le bore, le silicium, ou le phosphore. On peut déterminer l'union du tellure avec le soufre par la fusion. Ce *sulfure de tellure* est d'un gris de plomb à texture radiée. Mis sur des charbons rouges de feu, il brûle avec une flamme verte [2].

SECTION IX.

Du Osmium.

L'osmium n'a pas été jusqu'à présent assez parfaitement examiné pour nous en faire connaître les caractères, et pour que nous soyons en état de lui assigner sa place convenable dans un classement chimique. La grande volatilité de ses oxides, sa dissolubilité dans l'eau, et la propriété qu'il a de s'unir aux alcalis, doivent nous le faire considérer comme ana-

[1] Nicholson's Journal. XXXVI, 133.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 13.

logue aux substances rangées dans ce genre; mais ce n'est que par des expériences ultérieures qu'on pourra reconnaître si cette considération est bien ou mal fondée.

C'est à M. Tennant que nous sommes entièrement redevables de la découverte de cette singulière substance métallique. Fourcroy et Vauquelin remarquèrent bien quelques-unes de ses propriétés, mais ils le confondirent avec l'iridium. Découverte.

On sépare l'osmium de l'iridium par le procédé qui sera décrit lorsque nous traiterons de l'iridium, et on l'obtient de la dissolution alcaline, à laquelle il communique la couleur jaune. Aussitôt que cette dissolution alcaline est formée, il s'exale une odeur piquante et particulière, que Fourcroy et Vauquelin comparent à celle du chlore. C'est à raison de cette odeur, qui constitue une des propriétés les plus remarquables de l'oxide métallique, que M. Tennant fut porté à donner à ce métal le nom d'*osmium*.

1. Il suffit pour obtenir l'oxide d'osmium à l'état de pureté, d'ajouter de l'acide sulfurique à la dissolution alcaline, et de procéder à la distillation à une douce chaleur. Il passe un liquide incolore qui est l'oxide dissous dans l'eau. Ce liquide a une saveur douceâtre et une forte odeur. Il ne rougit point les couleurs bleues végétales. Préparation.

On peut encore obtenir l'oxide d'osmium dans un état de plus grande condensation, en distillant avec du nitrate de potasse la poudre noire qu'on retire du platine brut. A un degré de chaleur au-dessous du rouge, il se sublime dans le col de la cornue un fluide d'apparence oléagineuse, mais qui, en refroidissant, se prend en une masse solide demi-transparente, soluble dans l'eau; la dissolution dans ce liquide manifeste les mêmes propriétés que celle obtenue par le procédé qui vient d'être décrit.

En agitant du mercure dans ces dissolutions, elles perdent l'odeur qui leur est particulière; et l'osmium, réduit à l'état métallique, forme un amalgame avec le mercure. On l'en sépare par la distillation, et l'osmium reste à l'état de pureté.

L'osmium est d'un gris foncé ou bleu, avec l'éclat métallique. Lorsqu'on le chauffe à l'air, il s'évapore en exhalant l'odeur qui lui est particulière, mais à vaisseaux clos, lorsqu'on prévient avec soin l'oxidation, le métal ne paraît pas être volatil. Propriétés.

En chauffant fortement au blanc ce métal dans un creuset de

charbon, on n'a pu parvenir à le fondre, ni même à lui faire éprouver le moindre changement apparent.

L'osmium ne paraît pas susceptible d'être attaqué par les acides. L'acide hydro-chloro-nitrique n'a pas même d'action sur ce métal après qu'il a été exposé à la chaleur; mais en le chauffant avec la potasse, il se combine avec cet alcali, et forme une dissolution d'un jaune orangé.

S'oxide. II. La facilité avec laquelle l'osmium s'oxide lorsqu'il est chauffé à l'air ou qu'il est fondu avec la potasse, quoiqu'il résiste à l'action des acides, est une des particularités caractéristiques de ce métal.

La grande volatilité de cet oxide, son odeur particulière, sa solubilité dans l'eau, sa saveur sucrée et la couleur jaune qu'il prend avec la potasse, sont autant de rapports sous lesquels il ne diffère pas moins des autres subtances métalliques.

Sa dissolution forme sur la peau des taches de couleur foncée, qui n'en peuvent être effacées. L'infusion de noix de galles change immédiatement la couleur de sa dissolution, qui passe d'abord au pourpre et bientôt après au bleu vif foncé. Ce moyen peut aisément servir à faire reconnaître un mélange d'iridium et d'osmium. La dissolution de l'iridium ne paraît pas altérée par son mélange avec l'oxide d'osmium; mais en y ajoutant une infusion de noix de galles, la couleur rouge du premier métal est à l'instant détruite, et bientôt les couleurs pourpre et bleue du dernier apparaissent.

Lorsqu'on ajoute de l'alcool ou de l'éther à la dissolution de l'oxide d'osmium dans l'eau, la couleur de cette dissolution devient foncée, l'oxide est réduit et l'osmium se précipite en filamens noirâtres.

L'oxide d'osmium paraît céder son oxigène à tous les métaux, excepté l'or et le platine. L'argent, conservé pendant quelque tems dans une dissolution de cet oxide, acquiert une couleur noire, mais il ne la dépouille pas entièrement de son odeur. Le cuivre, l'étain, le zinc, et le phosphore, produisent promptement, dans la dissolution de l'oxide d'osmium, une poudre noire ou grise, et lui enlèvent toute son odeur ainsi que la propriété de passer au bleu par l'infusion de noix de galles. Cette poudre noire, qui consiste dans l'osmium à l'état métallique et dans l'oxide du métal employé à le précipiter, peut être dissoute dans l'acide hydro-chloro-nitrique, et

alors la dissolution devient bleue par l'addition d'une infusion de noix de galles.

III. On n'a pas essayé l'action des corps combustibles simples sur l'osmium.

IV. Nous ne connaissons pas non plus beaucoup de ses combinaisons avec les métaux. Il s'amalgame avec le mercure. En le chauffant avec le cuivre et l'or dans un creuset de charbon, il se fond avec l'un et l'autre de ces métaux, et forme avec eux des alliages parfaitement malléables. Ces composés se dissolvent aisément dans l'acide hydro-chloro-nitique et donnent par la distillation l'oxide d'osmium avec ses propriétés ordinaires [1]. Alliages.

Vauquelin a examiné en dernier lieu les propriétés de l'osmium [2]. Ses expériences ont confirmé celles de Tennant, mais il avait trop peu de ce métal pour qu'il pût être dans le cas d'ajouter beaucoup à sa description chimique.

REMARQUES GÉNÉRALES.

Telles sont les propriétés du premier genre de corps combustibles simples. Ces corps sont remarquables par le grand nombre des combinaisons qu'ils forment, et la nature importante de beaucoup des substances que produit leur union, soit entre eux, soit avec les soutiens simples de combustion.

1. Nous croyons pouvoir conclure que le poids des atômes de ces corps peut être représenté par les nombres ci-dessous, le poids d'un atôme d'oxigène étant supposé 1. Poids des atômes.

Hydrogène.	0,125	Phosphore.	1,5
Carbone.	0,75	Soufre.	2,
Bore.	0,875	Tellure.	4,
Silicium.	1,	Arsenic.	4,75

Ces nombres sont importans en ce qu'ils représentent les proportions suivant lesquelles ces corps entrent dans les combinaisons. Tous ces nombres sont parties aliquotes de 0,125 qui représente l'atôme d'hydrogène. Si donc nous faisons le poids d'un atôme d'hydrogène = 1, les nombres

[1] Tous ces faits furent établis par Tennant. Il était impossible de faire usage des expériences des chimistes français, parce qu'ils avaient confondu l'iridium avec l'osmium.

[2] Ann. de Chim. LXXXIX, 241.

suivans seront, dans ce cas, le poids des atômes des corps respectifs.

Hydrogène.	1	Phosphore.	12
Carbone.	6	Soufre.	16
Bore.	7	Tellure.	32
Silicium.	8	Arsenic.	36

Ce mode de représenter les atômes est celui que M. Dalton a adopté.

Parmi les poids des atômes ci-dessous désignés, ceux du bore et du silicium sont les moins certains, parce que nous ne connaissons qu'un composé résultant de leur union avec l'oxigène; mais dans l'état actuel de nos connaissances, le poids d'un atôme de bore et d'un atôme de silicium, est comparativement de peu de conséquence. Les poids des atômes d'acide boracique et de silice, substances dont les combinaisons nous sont connues, sont beaucoup plus importans, et ils ont été déterminés avec une bien plus grande précision : ces poids sont,

Acide boracique.	2,875
Silice.	2

Composés avec l'oxigène.

2. Tous ces corps se combinent avec l'oxigène. Il en est qui ne s'unissent à ce principe que dans une proportion seulement, d'autres dans deux, et quelques-uns dans trois proportions; c'est ce que présentera la table qui suit :

	s'unit avec	proportions d'oxigène, formant	
Hydrogène. . .	1		Eau.
Carbone. . . .	2.		Oxide carbone.
			Acide carbonique.
Bore.	2?		Oxide de bore?
			Acide boracique.
Silicium. . . .	1.		Silice.
Phosphore. . .	3.		Acide hypophosphoreux.
			Acide phosphoreux.
			Acide phosphorique.
Soufre.	3.		Acide hyposulfureux.
			Acide sulfureux.
			Acide sulfurique.
Arsenic. . . .	2.		Acide arsenieux.
			Acide arsenique.
Tellure. . . .	1.		Oxide tellure.

On voit que de tous ces corps, l'hydrogène est le seul qui, par son union avec l'oxigène, forme un composé neutre, l'*eau;* tous les autres produisent, par leur combinaison avec ce principe, des acides.

L'ordre des affinités de ces corps pour l'oxigène, à une chaleur rouge qui semble être nécessaire pour en déterminer l'union avec ce principe, est le suivant :

Oxigène.
Silicium.
Hydrogène.
Carbone.
Bore.
Phosphore.
Soufre.
Arsenic.
Tellure.

Les substances placées, dans cette table, le plus près de l'oxigène ont la propriété de séparer ce principe d'avec toutes celles qui sont au-dessous.

3. Tous ces corps, excepté le carbone, peuvent se combiner avec le chlore; à l'égard du silicium, il n'a point encore été fait d'expériences relativement à cette faculté d'union. On a formé la table ci-dessous du nombre des combinaisons de ces corps avec le chlore, qui nous sont actuellement connues : Avec le chlore.

Hydrogène s'unit avec le chlore en 1 proportion, formant Acide hydrochlorique.
Carbone. 0
Bore. . . . . 1. . . . . Chlorure de bore.
Silicium. . . . Inconnu
Phosphore. . . . . 2. . . . . { Protochlorure de phosphore. / Perchlorure de phosphore.
Soufre. . . . . 1. . . . . Chlorure de soufre.
Arsenic. . . . . 1. . . . . Chlorure d'arsenic.
Tellure. . . . . 1. . . . . Chlorure de tellure.

Il y aurait sans doute beaucoup de combinaisons à ajouter à celles-ci pour les énoncer toutes.

Quant aux affinités de ces corps pour le chlore, nous ne les connaissons encore que trop peu pour les établir par ordre. L'hydrogène semble être capable de séparer le chlore de la plupart de ces combinaisons, à une température qui n'est pas très-élevée. Mais il n'a pas encore été fait assez d'expériences sur ce sujet.

Avec l'iode. 4. Tous ces corps peuvent également aussi, à l'exception du carbone, se combiner avec l'iode. Cependant on n'a point essayé cette faculté d'union, à l'égard du bore et du silicium. Voici celles de ces combinaisons qui nous sont connues.

Hydrogène	s'unit avec l'iode en	1	proportion formant, Acide hydriodique.
Carbone.	o.		
Bore.	Inconnu.		
Silicium. . . .	Inconnu.		
Phosphore. . . .	2. . . .		Protiodure de phosphore. Periodure de phosphore.
Soufre.	1.		Iodure de soufre.
Arsenic.	1.		Iodure d'arsenic.
Tellure.	1.		Iodure de tellure.

On peut voir, par cette table, que les combinaisons de l'iode et du chlore avec ces corps, sont d'une analogie exacte.

Nous manquons de données positives pour déterminer l'ordre des affinités des ces différens corps, pour l'iode; cependant il est probable qu'on reconnaîtra que c'est celle de l'hydrogène qui est la plus forte.

Avec le fluor. 5. On ne connaît, jusqu'à présent, que trois de ces corps qui soient susceptibles de se combiner avec le fluor, et ils forment tous les trois, avec ce principe, des acides très-énergiques; ce sont :

L'hydrogène formant L'acide fluorique.
Le bore. . . . . L'acide fluoborique.
Le silicium . . . . . L'acide fluosilicique.

On n'a point encore essayé la combinaison des autres corps avec le fluor. Les affinités de ces trois corps, pour le fluor, semblent suivre un ordre inverse de celui qui leur a été établi dans la table qui précède.

6. Tous ces corps ont la propriété de se combiner avec l'hydrogène, et de former, avec ce principe, un fluide élastique permanent. On n'a point encore, à-la-vérité, fait d'expériences, à cet égard, sur le silicium; mais il y a tout lieu de conclure de l'analogie, qu'on découvrira, par la suite, un composé gazeux de silicium et d'hydrogène. Aucun des autres combustibles simples n'a cette propriété remarquable; deux de ces combinaisons gazeuses, savoir : le *gaz hydrogène sulfuré*, et le *gaz hydrogène telluré* ont les propriétés acides. Les autres sont dépourvus de ce caractère d'acidité.

7. Il n'a été fait, jusqu'à présent, que peu d'expériences sur les composés que les sept dernières de ces substances peuvent former entre elles. On a donné, dans les sections qui précèdent, le détail des faits déjà reconnus.

8. L'hydrogène et le carbone peuvent se combiner avec l'azote et former l'ammoniaque et le cyanogène, corps gazeux, dont le premier a les propriétés alcalines, et dont l'autre est un soutien de combustion.

9. Ainsi les huit corps décrits dans les huit sections qui précèdent celle ci, se distinguent de tous les autres combustibles simples par deux propriétés remarquables.

10. Ces corps forment tous des acides, en s'unissant avec les soutiens de combustion.

11. Ils sont tous susceptibles d'entrer en combinaisons gazeuses *avec l'hydrogène* *.

Aucun des deux genres suivans n'a ces propriétés.

GENRE II. COMBUSTIBLES ALCALIFIABLES.

Toutes les substances qui appartiennent à ce genre, sont des solides, qu'on distingue ordinairement par le nom de métaux. Ils ont la propriété de s'unir à l'oxigène et de former, avec ce principe, des composés capables de neutraliser les *acides* et de constituer des *sels*. On appelle *alcalis* les corps de cette espèce. Toutes les bases salifiables sont formées de substances appartenant à ce genre, il n'y a d'exception qu'à l'égard de l'*oxide de tellure*, qui a l'une et l'autre des propriétés d'acide et d'alcali. On peut donc considérer le tellure comme un corps intermédiaire entre ce genre et le précédent, quoiqu'il se rapporte plus particulièrement à ce dernier.

Propriétés des métaux.

I. On peut considérer les métaux comme les principaux instrumens des progrès et du perfectionnement des sciences et des arts, dont la plupart n'auraient jamais existé sans eux. Les anciens avaient tellement reconnu leur grande importance, qu'ils élevèrent au rang des dieux les premiers inventeurs de l'art de les travailler. Ils ont toujours formé une branche essentielle de la chimie, dont toute la science consistait, à une certaine époque, dans la connaissance et l'examen des métaux; on peut même dire, avec vérité, qu'on doit en attribuer l'origine à l'espèce de fureur avec laquelle

* Si le silicium est une exception, nous devons ajouter, ou *un soutien simple de combustion*.

les savans d'alors entreprirent d'opérer la formation et la transmutation des métaux.

Eclat. 1. Une des propriétés les plus remarquables des métaux est l'aspect brillant qui leur est particulier, et qu'on a désigné par le nom *d'éclat métallique*. Il y a d'autres corps (le *mica* par exemple) qui jouissent en apparence de cette propriété; mais cet éclat n'appartient qu'à leur surface seulement, et il disparaît dès qu'on les racle, tandis que les métaux le conservent dans toutes leurs parties. Cet éclat est dû à la faculté qu'ils ont de réfléchir beaucoup plus puissamment la lumière que tout autre corps, faculté qui semble en partie résulter de leur texture plus serrée, et qui les rend particulièrement convenables pour les miroirs dont ils forment toujours la base.

Opacité. 2. Les métaux sont parfaitement opaques ou imperméables à la lumière, lors même qu'ils sont réduits à leurs plus petites parties. Une feuille d'argent, par exemple, de 0,00025 de millim. d'épaisseur, ne laisse pas passer le plus petit rayon de lumière. L'or n'est cependant pas absolument opaque, car en tenant une feuille d'or battu, réduite à 0,00009 de millim. d'épaisseur, suspendue entre l'œil et la lumière, elle paraît d'un vert assez vif, et transmet par conséquent, ainsi que Newton l'a remarqué le premier, les rayons verts. Il n'est pas invraisemblable, et ce philosophe le pensait ainsi, que tous les autres métaux ne fussent susceptibles de transmettre la lumière, si nous avions en notre pouvoir des moyens capables de les amincir suffisamment. Cette opacité des métaux contribue en partie à les rendre particulièrement propres à la confection des miroirs; leur brillant seul ne suffirait pas pour remplir convenablement cet objet.

Fusibilité. 3. Les métaux se fondent à l'aide de la chaleur, et ils conservent même encore, lorsqu'ils sont fondus, leur opacité. On peut, lorsqu'ils sont dans cet état, les jeter en moules, et leur donner telle forme qu'on désire. C'est ainsi qu'on fait un grand nombre d'ustensiles en fer de forme élégante. Ils diffèrent considérablement entre eux dans leur degré de fusibilité. Le mercure jouit de cette propriété à un tel point, qu'il est constamment fluide à la température ordinaire de l'atmosphère; tandis que d'autres métaux, comme le platine, par exemple, ne peuvent être fondus que par la plus violente chaleur qu'il soit possible de produire.

4. La pesanteur spécifique des métaux est excessivement variable, et cependant beaucoup plus considérable que celle de toute autre classe de corps à présent connus. La plupart des métaux sont plus pesans qu'aucune autre des substances déjà examinées. Cette propriété, en effet, avait été considérée, jusqu'à ces derniers temps, comme un caractère distinctif pour tous; mais plusieurs des métaux très-singuliers qui ont été découverts par Davy sont moins pesans que l'eau, et par conséquent beaucoup plus légers que la plupart des corps pierreux. Le platine, le plus pesant des métaux, l'est 21,5 fois plus que l'eau; tandis que la pesanteur spécifique du potassium n'excède pas de beaucoup celle de 0,6, la pesanteur spécifique de l'eau étant 1. Poids.

5. Ce sont, de tous les corps essayés jusqu'à présent, les meilleurs conducteurs de l'électricité. Faculté conductrice.

6. Parmi les métaux, il n'y en a aucun de très-dur; mais la dureté de quelques-uns d'entre eux peut être augmentée par l'art, au point d'excéder celle de presque tous les autres corps. C'est ainsi que les modernes sont parvenus à se procurer avec l'acier un grand nombre d'instrumens tranchans que les anciens faisaient avec une combinaison de cuivre et d'étain. Dureté.

7. L'élasticité des métaux dépend de leur dureté, et peut être augmentée de même par l'art. Ainsi l'acier, dont sont faits les ressorts de montres, est presque parfaitement élastique, quoique le fer, dans son état naturel, ne le soit que très-peu. Elasticité.

8. Mais l'une des propriétés les plus importantes des métaux est leur *malléabilité*. En les soumettant à l'action d'un marteau, nous pouvons les applatir, les étendre. Cette propriété, particulière aux métaux, nous fournit les moyens de leur donner telle forme qu'il nous plaît et d'en faire aisément les divers instrumens propres à nos besoins. Tous les métaux cependant ne jouissent pas de cette propriété; mais il est à remarquer que presque tous ceux qui furent connus des anciens l'avaient. Elle est considérablement augmentée par la chaleur. Les métaux deviennent plus durs et plus denses par l'effet du marteau. Malléabilité.

9. Une autre propriété d'un grand nombre de métaux est la *ductilité*, au moyen de laquelle on peut les allonger en fils, en les forçant à passer par des trous de différens diamètres. Ductilité.

10. Cette propriété de ductilité dans les métaux dépend, Ténacité.

en quelque sorte, de celle de *ténacité* dont ils jouissent aussi, et au moyen de laquelle un fil métallique d'une grosseur donnée peut résister, sans se rompre, à l'effort d'un poids suspendu à l'une de ses extrémités. Les métaux diffèrent beaucoup entre eux, en ténacité. Un fil de fer, par exemple, de 2,5 millim. environ de diamètre, pourra supporter sans se rompre un poids d'environ 226 kilog., tandis qu'un poids de 13 kilogrammes fera rompre un fil de plomb de même diamètre.

Les corps qui appartiennent à ce genre sont au nombre de 27, qui peuvent être, suivant moi, subdivisés en cinq familles ou groupes différens.

FAMILLE I.

Les corps qui appartiennent à cette famille sont au nombre de six, dont les noms suivent, savoir :

1. Potassium	4. Barium
2. Sodium	5. Strontium
3. Calcium	6. Magnésium

Les combinaisons de ces corps avec l'oxigène ont les propriétés alcalines dans la plus grande perfection ; elles verdissent toutes les couleurs bleues végétales, et toutes, excepté l'oxide de magnésium, sont solubles dans l'eau.

SECTION PREMIÈRE.

Du Potassium.

Méthode de préparation de la potasse.

Si après avoir réduit en cendres une quantité suffisante de bois, on les lessive jusqu'à ce que l'eau qui en sort n'ait plus aucune espèce de saveur, et qu'ensuite on évapore jusqu'à siccité la liqueur du lavage préalablement filtrée, on aura, pour résidu de cette évaporation, de la *potasse :* elle se trouvera, à-la-vérité, mêlée avec plusieurs autres substances ; mais elle sera encore assez pure pour manifester la plupart des propriétés alcalines. C'est dans cet état qu'elle se vend dans le commerce sous le nom de *potasse;* on y connaît sous celui de *perlasse*, la potasse beaucoup plus blanche qu'on a dégagée, en la chauffant au rouge, de la plus grande partie des matières étrangères qui l'accompagnaient. Elle en retient cependant encore ; elle est d'ailleurs elle-même dans un état de combinaison avec le gaz acide carbonique, qui atténue

toutes ses propriétés. On peut l'obtenir parfaitement pure de la manière suivante.

1. Mêlez cette perlasse avec deux fois son poids de chaux vive, et dix fois son poids d'eau pure : faites bouillir le mélange pendant quelques heures dans un vaisseau de fer propre, ou bien abandonnez-le pendant quarante-huit heures dans un vase de verre, en le remuant au besoin; filtrez alors, et faites évaporer très-promptement la liqueur dans un vaisseau d'argent, jusqu'à ce qu'elle soit assez concentrée pour prendre, par le refroidissement, la consistance du miel. Ajoutez-y alors de l'alcool en quantité égale au tiers de la perlasse employée. Agitez bien le mélange; mettez-le sur le feu, faites-le bouillir pendant une minute ou deux, et alors versez-le dans un vaisseau de verre fermé avec un bouchon de liége. La liqueur se séparera peu-à-peu d'elle-même en deux couches. Celle inférieure contient les matières étrangères, en partie dissoutes dans l'eau, et en partie à l'état solide, et la couche supérieure est une dissolution d'un brun rougeâtre de potasse pure dans l'alcool. Décantez cette dissolution alcoolique dans une bassine d'argent, et faites-la évaporer rapidement jusqu'à ce qu'il se forme une croûte à sa surface, et que la liqueur au-dessous ait acquis une consistance à devenir solide par le refroidissement. Versez alors la liqueur dans un vase de porcelaine; elle se solidifiera en refroidissant en une belle substance blanche, qui est la potasse pure : on la brise en morceaux pour la renfermer aussitôt dans une fiole bouchée bien exactement.

Ce procédé est dû à Berthollet *; celui proposé d'abord par Lowitz de Pétersbourg est moins dispendieux; il consiste à faire bouillir ensemble, comme dans le procédé qui vient d'être décrit, de la potasse du commerce et de la chaux vive; on filtre la liqueur, on l'évapore jusqu'à ce qu'il se forme une pellicule à sa surface, on la laisse ensuite refroidir, et on en sépare tous les cristaux qui s'y sont formés; car ce sont tous des sels étrangers. On continue alors l'évaporation dans un vaisseau de fer, en enlevant soigneusement, avec une écumoire du même métal, la pellicule à mesure qu'elle paraît à la surface. Lorsqu'il ne s'y en forme plus, et que la matière a cessé de bouillir, on la retire du feu et on la remue continuellement

* Journal de Physique. XXVIII, 401.

avec une spatule de fer pendant qu'elle refroidit. On la dissout alors dans le double de son poids d'eau, on filtre la dissolution et on l'évapore dans une cornue de verre [1], jusqu'à ce qu'on s'aperçoive qu'il s'y dépose des cristaux réguliers. Si la masse se consolide en se refroidissant, on y ajoute un peu d'eau, et on la chauffe de nouveau; lorsqu'il y a eu une quantité suffisante de cristaux formés, on décante la liqueur, devenue d'une couleur très-brune, qui les surnage, on la garde dans une bouteille bien bouchée jusqu'à ce que la matière brune se soit déposée, qu'on puisse l'évaporer de nouveau, et en obtenir encore des cristaux [2].

La théorie de ce procédé s'explique facilement : l'affinité de la chaux pour l'acide carbonique étant plus forte que celle de la potasse pour cet acide, elle le lui enlève, tandis que, par l'alcool ou par l'évaporation, toutes les autres substances étrangères en sont séparées.

Klaproth se servait d'un moyen encore plus simple : il faisait bouillir ensemble, dans une chaudière de fer poli, et dans une suffisante quantité d'eau, parties égales de sel de tartre (carbonate de potasse retiré du tartre) et de marbre de Carrare, ou d'écailles d'huîtres calcinées. Il passait ce mélange à travers une toile claire, et réduisait par l'ébullition la liqueur, quoique trouble encore, jusqu'à ce qu'elle contînt environ moitié de son poids de potasse. Il la passait alors une seconde fois à travers un linge, et la mettait reposer dans une bouteille de verre. Au bout de quelques jours, lorsqu'elle s'était clarifiée d'elle-même, on la décantait de dessus son dépôt dans une autre bouteille [3].

On ne peut révoquer en doute que les anciens Gaulois, et les Allemands, n'aient connu la potasse, puisqu'ils furent les inventeurs du savon, qu'ils composaient, ainsi que Pline nous l'apprend, avec des cendres et du suif. Ces cendres, qu'il désigne comme provenant particulièrement du bois de hêtre, n'étaient autre chose que de la potasse dans un état plus ou moins grand d'impureté [4]. Le χοννα dont parlent Aristophanes

[1] Le docteur Kennedy observe avec raison qu'on ne devrait pas employer une cornue de verre, parce que la potasse, dans cet état, dissout cette substance. *Edimb. Trans.* V, 97.
[2] Nicholson's Journal. I, 164.
[3] Klaproth's Beïtrage. I. Préface, p. 16.
[4] Plin. Lib. 18, cap. 51.

et Platon, semble aussi avoir été une lessive faite avec la même espèce de cendres. Les alchimistes connurent très-bien la potasse, et dans tous les temps on en a fait un grand usage dans les recherches chimiques. On peut dire cependant avec justice, que jusqu'à l'époque où Berthollet a publié, en 1786, son procédé pour l'obtenir parfaitement pure, aucun chimiste n'avait pu encore l'examiner dans cet état [1].

Propriétés de la potasse.

2. La potasse est une substance cassante, de couleur blanche. Son odeur est analogue à celle qui se répand lorsqu'on éteint la chaux vive. Sa saveur est singulièrement âcre, et elle est si excessivement corrosive, qu'à quelque partie du corps qu'elle soit appliquée, elle la détruit presqu'instantanément. C'est à raison de cette propriété qu'on l'a appelée *caustique*, et qu'on en fait aussi, sous le nom de *cautère potentiel*, un fréquent usage en chirurgie, pour ouvrir les abcès, ou détruire les excroissances inutiles ou nuisibles. Sa pesanteur spécifique est de 1,7085 [2].

Comment elle est décomposée.

3. Lorsque la potasse est parfaitement sèche, elle n'est pas conducteur de l'électricité, mais elle le devient lorsqu'elle est légèrement humectée à sa surface, degré d'humectation qu'elle acquiert par son exposition pendant quelques secondes seulement à l'air. Si l'on place des morceaux de potasse dans cet état sur un disque de platine appliqué à l'extrémité négative d'une forte batterie galvanique, et qu'un fil de platine passant de l'extrémité positive de cet appareil, soit mis en contact avec la potasse, cette substance est décomposée par degrés. il se sépare du gaz oxigène à l'extrémité du fil positif, et il se manifeste au côté en contact avec le disque de platine des globules d'un métal blanc comme du mercure. H. Davy s'assura, par un grand nombre d'expériences, que ces globules étaient la base de la potasse, et qu'ils se convertissaient en potasse en absorbant l'oxigène. Cette brillante découverte eut lieu en

---

[1] On avait distingué pendant long-temps la potasse par la dénomination d'*alcali végétal*, parce qu'on l'obtenait des végétaux, et qu'on l'avait considérée comme appartenant particulièrement au règne végétal; mais il est aujourd'hui reconnu que c'est une erreur. On l'avait aussi appelée *sel de tartre*, parce qu'on la retirait de la combustion du sel appelé tartre. M. Kirwan lui a donné le nom de *tartarin*; Klaproth l'appela *kaly*; et le docteur Black *liviva*. Elle est nommée *potasse* par le plus grand nombre des chimistes anglais; mais cette expression, dans le langage ordinaire, désigne le carbonate de potasse ou la potasse du commerce.

[2] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 11.

1807 [1], et la base métallique ainsi obtenue, fut nommée par Davy *potassium* [2].

Gay-Lussac et Thénard découvrirent bientôt après qu'on pouvait se procurer le potassium en plus grandes quantités en faisant passer de la potasse à travers de la tournure de fer dans un canon de fusil recouvert d'un lut d'argile, préparé de manière à le garantir de l'action du feu [3]. Ce procédé, d'une exécution difficile, fut perfectionné, en 1814, par M. Smithson Tennant [4].

Les propriétés du potassium ont été recherchées avec beaucoup de sagacité par H. Davy [5]; elles ont été également examinées avec le plus grand soin par Gay-Lussac et Thénard, qui, en confirmant les faits établis par Davy, y en ont ajouté par leurs travaux de très-importans [6].

Propriétés du potassium.

Le potassium est blanc, avec autant d'éclat métallique que l'argent ou le mercure. A la température de 10° centigrades, c'est un solide mou et malléable; à celle de 58° il devient complètement fluide, et à zéro, il est dur et cassant; lorsqu'il est rompu en fragmens, il présente une texture cristalline; il faut un degré de chaleur approchant de celui de la température rouge pour le convertir en vapeur. Sa pesanteur spécifique, à 16° centigrades, est 0,86507; de sorte qu'il est plus léger que l'eau. C'est un excellent conducteur de l'électricité et du calorique.

S'oxide.

II. Le potassium exposé à l'air absorbe l'oxigène, et il se recouvre dans quelques minutes d'une croute de potasse, qui en absorbant l'eau la décompose rapidement, et dans très-peu de temps le tout devient une dissolution saturée de potasse. L'orsqu'on le chauffe dans le gaz oxigène à la température à laquelle il commence à s'évaporer, il brûle avec une lumière blanche, brillante, produisant une chaleur intense.

Lorsqu'on jette du potassium sur la surface de l'eau, il décompose rapidement ce liquide et il y a dégagement de gaz hydrogène. Ce gaz, qui entraîne des particules de potassium, prend feu à l'air, et en communiquant la combustion au potassium, le tout brûle avec une sorte d'explosion.

---

[1] Davy a donné un exposé détaillé de cette découverte dans les Trans. Phil. 1808.

[2] Les chimistes allemands et suédois l'appellent *Kalium*.

[3] Ce procédé est décrit tout au long dans les Recherches physico-chimiques. I, 74.

[4] Phil. Trans. 1814, p. 587.

[5] *Ibid.* 1808, p. 1.

[6] Recherches physico-chimiques. I, 107.

Le potassium se combine avec l'oxigène en deux proportions, et forme deux composés qui ont reçu les noms de *potasse* et *péroxide de potassium*.

1. Le potassium est converti en potasse lorsqu'il est mis en contact avec l'eau. Ce liquide est décomposé, son hydrogène se dégage, tandis que son oxigène s'unit au potassium et le transforme en potasse. Suivant les expériences de Gay-Lussac et Thénard, 2^{gr},213 de potassium mis dans l'eau, donnent lieu à un dégagement de 666 centimètres cubes de gaz hydrogène, à la température de 15° centigrades et sous la pression de 0^{m},7455 de mercure [1]; d'où il suit que sous une pression de 0^{m},760 de mercure, la quantité de gaz hydrogène dégagé, aurait été de 652 centimètres cubes. D'après cette expérience, 6^{gr},474 de potassium, lorsqu'ils sont convertis en potasse dans l'eau, occasionnent un dégagement de 1948 centimètres cubes de gaz hydrogène. Donc le potassium a dû s'unir à une quantité d'oxigène équivalant à 974 centimètre cubes; mais 974 centimètres cubes pèsent environ 1^{gr},277; ainsi, d'après cette expérience, la potasse est composée de

Composition de la potasse.

Potassium.....	100
Oxigène.....	19,72

Berzelius prit un amalgame de potassium, le décomposa par l'eau, satura ensuite la potasse par l'acide hydrochlorique, et alors il détermina sa quantité en pesant le sel qui avait été ainsi formé. La perte du poids de l'amalgame lui donna la quantité du potassium. En retranchant ce poids de celui de la potasse, on a la quantité d'oxigène qui était combiné.

D'après le résultat de son expérience la potasse serait composée de 100 potassium + 20,525 oxigène [2]; mais ayant rectifié depuis ce résultat, il eut, pour la composition de la potasse, les proportions de [3]

Potassium.	100
Oxigène.	20,45

Or le terme moyen des deux résultats donne:

Potassium.	100
Oxigène.	20,08

[1] Recherches physico-chimiques. I, 117.
[2] Ann. de Chim. LXXX, 245.
[3] Annals of Philosophy. III, 360.

D'où il suit, je pense, qu'on peut, sans hésiter, adopter comme les véritables proportions dans lesquelles les parties constituantes de la potasse se combinent, celles de

Potassium.	100
Oxigène.	20

Si nous considérons la potasse comme étant composée d'un atôme de potasse et d'un atôme d'oxigène, et rien ne semble contraire à cette supposition, il s'ensuivra que le poids d'un atôme de potassium est 5 et celui d'un atôme de potasse 6 : 6 est, par conséquent, le nombre équivalent suivant lequel la potasse entre dans toutes combinaisons.

Peroxide.

2. Le peroxide de potassium fut découvert, en 1810, par Gay-Lussac et Thénard. On l'obtient en chauffant le potassium dans le gaz oxigène; le potassium s'enflamme, produit une combustion des plus vives, et il y a une grande quantité de gaz oxigène absorbé. Il résulte des expériences de Gay-Lussac et Thénard *, que $6^{gr},474$ de potassium peuvent absorber, dans cette combustion, peu moins de 3 décimètres cubes de gaz oxigène; d'où il suit que ce peroxide est composé de

Potassium. . . .	100. . . .	ou 5
Oxigène.	60. . . .	ou 3

de sorte qu'il est formé d'un atôme de potassium et de trois atômes d'oxigène.

Ce peroxide de potassium est un corps solide, de couleur jaune. Il est fusible à une température plus élevée que celle nécessaire pour fondre la potasse à l'alcool; il cristallise en lames par le refroidissement. Lorsqu'on le met en contact avec l'eau, il se produit une vive effervescence; l'oxide est réduit à l'état de potasse, en abandonnant l'excès d'oxigène qu'il contenait. En le mettant également en contact avec le phosphore, le soufre, le carbone, il y a combustion à l'aide de la chaleur. Ces corps sont acidifiés, et les acides formés s'unissent

* La quantité de potassium employé était de $0^{gr},125$, et la quantité du gaz oxigène absorbé, de $5^{cent},65$; or, $6^{gr},474$, valeur de 100 grains troy, équivalent à 52 fois $0^{gr},125$. Ainsi celle de l'oxigène absorbé, de $5^{cent},65$, soit 56,50 centimètres cubes, multipliés par 52, donne 2938 centimètres cubes, ou près de 3 décimètres cubes. Cette quantité eût été celle du gaz oxigène absorbé, si au lieu de $0^{gr},125$ de potassium, il en avait été employé $6^{gr},474$. (*Note du Traducteur.*)

avec la potasse. Le gaz hydrogène n'a point d'action sur le peroxide de potassium à la température ordinaire de l'atmosphère; mais lorsqu'on les chauffe, le gaz est rapidement absorbé sans apparence de lumière, et il se forme beaucoup d'eau. L'acide sulfureux et le protoxide d'azote sont également acidifiés lorsqu'on les chauffe avec le peroxide de potassium. L'ammoniaque aussi est décomposée dans la même circonstance; il y a formation d'eau et dégagement de gaz azote [1].

3. Gay-Lussac et Thénard donnent la description d'un troisième oxide de potassium, contenant moins d'oxigène que la potasse; mais il n'ont pas démontré, d'une manière évidente, que cet oxide, au minimum, ne soit pas un mélange de potassium et de potasse [2].

III. Le potassium se combine aisément avec le chlore, et forme un composé appelé *chlorure de potassium.*

Chlorure de potassium.

Lorsqu'on introduit du potassium dans du chlore à l'état de gaz, ce métal y brûle avec une flamme rouge brillante, le chlore est absorbé, et le tout est converti en une masse saline blanche. Cette substance est le *chlorure de potassium.* En chauffant la potasse dans le chlore gazeux, son oxigène se dégage, le chlore est absorbé par le potassium et prend sa place. Il paraît, d'après cette expérience, faite par Davy, qu'à une chaleur rouge, le potassium a pour le chlore une affinité plus forte que pour l'oxigène.

1. Le chlorure de potassium a été connu depuis longtemps des chimistes. On le désignait autrefois par les noms de *sel fébrifuge*, ou, *sel digestif de sylvius*, et Boërhave l'appela *sel marin régénéré.* Les chimistes français lui donnèrent le nom de *hydrochlorate de potasse*, qu'il a conservé jusqu'à l'époque où Humphry Davy a fait connaître sa véritable nature. Ce savant proposa de désigner cette substance par la dénomination de *potassane;* mais je considère le nom que je lui ai donné comme plus systématique, et par conséquent, préférable.

2. On obtient aisément le chlorure de potassium en saturant la potasse avec de l'acide hydrochlorique, et en chauffant au rouge le composé formé. Il paraît, qu'à cette tempéra-

[1] Recherches physico-chimiques. I, 123.
[2] *Ibid.* p. 126.

ture l'oxigène est séparé de la potasse, et qu'il s'unit à l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau, tandis que le potassium et le chlore restent en combinaison.

3. Le chlorure de potassium est blanc et paraît cristalliser en cubes. Sa saveur ressemble un peu à celle du sel commun, mais en tournant davantage à l'amertume. Sa pésanteur spécifique est 1,836; il se dissout dans 1,7 fois son poids d'eau bouillante[1], et dans trois fois son poids d'eau froide[2]. On ne l'obtient en cristaux réguliers qu'en abandonnant sa dissolution dans l'eau, à une évaporation spontanée. Il ne s'altère que très-peu à l'air. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'alcool.

Composition. Il a été fait un grand nombre d'expériences pour reconnaître la composition de ce sel, en le supposant formé d'acide hydrochlorique et de potasse. Les plus exactes de ces expériences sont celles, savoir :

Acide. . .	35[3]	Acide. .	35,85[4]	Acide. . . .	36[5]
Base. . . .	65	Base. . .	64,15	Base. . . .	64
	100		10,000		100

Les deux dernières de ces analyses s'accordent presque parfaitement. Si nous faisons une correction à ces résultats, en séparant la potasse de son oxigène, et en l'ajoutant au montant de l'acide, nous trouverons la composition du chlorure de potassium de

	Berzelius.	Kirwan.
Chlore.	48,114. . . .	48
Potassium.	53,46. . . .	53,333

Si l'on suppose actuellement que ce chlorure est un composé d'un atôme de chlore et d'un atôme de potassium, ses parties constituantes seront :

Chlore.	4,5. . . .	48,6. . . .	90
Potassium. . . .	5, ...	54, ...	100

Or, ces nombres se rapprochent de si près de l'analyse qui précède, qu'on ne peut douter de leur exactitude.

Iodure de potassium. IV. Le potassium se combine facilement avec l'iode, et forme

---

[1] Wenzel's Werwandtschaft, p. 310.
[2] Bergman, *Opusc.* I, 184.
[3] Wenzel's Werwandtschaft, p. 100.
[4] Berzelius, *Ann. de Chim.* LXXVII, 84.
[5] Kirwan, Nicholson's quarto journal. III, 215.

un composé que nous appellerons iodure de potassium.

Lorsqu'on fait arriver la vapeur de l'iode en contact avec le potassium, le métal prend feu, brûle avec une flamme violette, et l'iode est absorbé. Le composé se fond et se volatilise à une température inférieure à celle de la chaleur rouge; il cristallise par refroidissement et prend un éclat nacré. L'iodure de potassium se dissout aisément dans l'eau, et la dissolution n'altère point les couleurs bleues végétales. Cet iodure n'a pas été analysé; mais il est assez probable qu'il consiste dans un atôme d'iode, combiné avec un atôme de potassium, ou, en

Iode.....	15,625.....	100
Potassium...	5,000.....	32

V. On ne sait rien encore relativement à la combinaison du potassium avec le *fluor*; il ne paraît pas susceptible de former d'union avec *l'azote*.

VI. En chauffant le potassium dans le gaz hydrogène, il s'en volatilise une portion à l'état de mélange avec le gaz. L'hydrogène acquiert en conséquence la faculté de brûler spontanément à l'air ou dans le gaz oxigène. Mais si ce gaz, tenant du potassium, est gardé pendant quelque temps, il ne tarde point à abandonner le potassium qui se dépose, et il reprend son état ordinaire. On ne peut donc pas considérer cette substance comme un composé gazeux de potassium et d'hydrogène.

Lorsqu'on chauffe le potassium dans le gaz hydrogène, à un certain degré de température, entre celle ordinaire de l'atmosphère et la chaleur rouge, le potassium peut absorber l'hydrogène, et l'union de ces deux corps forme *un hydrure* du métal. Cet hydrure est gris et sans éclat métallique. Il est infusible; et, à la température ordinaire, il ne s'enflamme ni dans l'air ni dans le gaz oxigène. Dans l'eau, il est converti en potasse, et l'hydrogène qu'il contient se dégage avec celui qui procède de l'eau *. Suivant Gay-Lussac et Thénard, à qui nous sommes redevables de la découverte de cet hydrure, la quantité d'hydrogène que le potassium absorbe, excède de plus de $\frac{1}{4}$ celle qu'il dégage de l'eau, lorsqu'il est converti en potasse. Or, 6^{gr},474 de potas- Hydrure.

* Recherches physico-chimiques. I, 176.

sium dégagent de l'eau environ 1908 centimètres cubes de gaz hydrogène dont le quart est de 477 centimètres cubes; mais 477 centimètres cubes de gaz hydrogène pèsent environ 4 centigrammes; de sorte que l'hydrure de potassium est composé de

Potassium. . . .	100. . . .	5
Hydrogène. . .	0,04 . . .	0,002

Mais 0,002 × 4 = 0,008 qui est à-peu-près équivalent au poids d'un atôme d'hydrogène; d'où l'on peut conclure avec raison que l'hydrure de potassium est un composé de quatre atômes potassium, et un atôme hydrogène, et, s'il en est ainsi, ses parties constituantes sont :

Potassium. . . .	5	. . . .	100
Hydrogène. . .	0,03125.	. . .	0,625

D'après cette détermination, 6gr,474 de potassium doivent absorber, pour se convertir en hydrure, 483 centimètres cubes de gaz hydrogène, ce que je considère comme étant réellement ¼ de l'hydrogène que le potassium dégage de l'eau, lorsqu'il est converti en potasse.

VII. Il n'y a aucune combinaison connue du potassium avec le *carbone*, le *bore* ou le *silicium*.

Phosphure. VIII. En chauffant le potassium en contact avec le phosphore, il y a combinaison des deux corps avec un faible dégagement de lumière. Le phosphure formé est de couleur chocolat, ayant l'apparence du phosphure de chaux. Il brûle à l'air, et lorsqu'il est mis en contact avec l'eau, il se produit une sorte de détonation, qui est due à la rapidité du dégagement du gaz hydrogène phosphoré. En considérant ce phosphure comme formé d'un atôme de potassium et d'un atôme de phosphore, sa composition sera :

Potassium. . . .	5	. . . .	100
Phosphore . . .	1,5.	. . .	30

Sulfure. IX. Le potassium s'unit au soufre avec une grande énergie, lorsqu'on chauffe ensemble ces deux substances; leur union est accompagnée d'une combustion violente, et le sulfure est formé. Ce sulfure est d'un gris foncé; lorsqu'on le met en contact avec l'eau, il agit fortement sur ce liquide en produisant du gaz acide hydro-sulfurique. Lorsqu'il est chauffé à l'air, il brûle avec un grand éclat, et il est converti en *sulfate de potasse*. On peut inférer de cette expérience

que le *sulfure* de potassium est formé d'un atôme de potassium et d'un atôme de soufre, ou de

Potassium. . . .	5. . . .	100
Soufre	2. . . .	40

X. Le potassium se combine aisément avec l'arsenic, et sans qu'il soit besoin d'une forte chaleur. L'union des deux corps a lieu avec un grand dégagement de lumière. Cet arséniure est d'un brun marron, avec peu d'éclat métallique. Avec l'eau, le dégagement d'hydrogène est beaucoup moins considérable que si le potassium n'avait pas été allié avec l'arsenic. La raison en est qu'une portion de ce gaz reste combinée avec l'arsenic, formant une hydrure solide d'arsenic [1]. Arséniure.

XI. Les alliages du potassium et du tellure n'ont point été examinés.

Le potassium a une affinité si grande pour l'oxigène, qu'il sépare ce principe de chacune des substances combustibles qui appartiennent au genre précédent. On peut ranger dans l'ordre qui suit les affinités du potassium pour les soutiens de combustion, à une chaleur rouge.

Potassium.
Chlore.
Iode.
Oxigène.

Relativement aux combustibles simples acidifiables, son affinité pour le soufre est la plus forte; le phosphore vient après, et ensuite l'hydrogène.

SECTION II.

Du Sodium.

La *soude*, appelée aussi *alcali minéral* ou *fossile* [2], parce qu'on la considérait comme appartenant particulièrement au règne minéral, était connue des anciens (quoique n'étant Soude.

[1] Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*. I, 224.

[2] Klaproth l'appela *natron*. Les chimistes allemands et suédois ont adopté cette dénomination.

pas à l'état de pureté), sous les noms de *vilæ* et *nitrum* [1].

Préparation. On trouve la soude en grandes quantités, combinée avec l'acide carbonique, dans différentes contrées de la terre, et spécialement en Egypte. Le sel commun est un composé de cette substance et d'acide hydrochlorique; mais la soude du commerce se retire des cendres des différentes espèces de la *salsola*, genre de plantes qui croissent sur le bord de la mer, et principalement de la *salsola soda*, d'où cet alcali a tiré son nom. La soude est aussi connue dans le commerce sous le nom de *barille*, parce que c'est ainsi que s'appelle la plante cultivée en Espagne dont on l'obtient. Presque toutes les algues, et spécialement les fucus, contiennent aussi une grande quantité de soude. Les cendres de ces plantes sont connues en Angleterre sous le nom de *kelp*; en France on les distingue par celui de *varec*.

Il s'en faut de beaucoup que la soude, ou barille du commerce, soit pure. Elle contient, outre l'acide carbonique, du sel commun, et plusieurs autres substances étrangères; mais on peut l'obtenir dans son plus grand état de pureté par le même procédé indiqué dans la section précédente pour la purification de la potasse.

Il existe entre la soude et la potasse une telle analogie, qu'on avait confondu ensemble ces deux espèces d'alcalis, jusqu'à l'époque où Duhamel publia sa dissertation sur le sel commun dans les Mémoires de l'Académie française pour 1736. Il prouva le premier que la base du sel marin est la soude, et que cette base diffère de la potasse. Ses conclusions, contre lesquelles Pott s'éleva d'abord, furent à la fin confirmées par Margraf en 1758 [2].

Propriétés. La soude est d'un blanc grisâtre, son odeur et sa saveur se rapportent exactement à celles de la potasse. Son action sur les corps des animaux est la même; mais sa pesanteur spécifique n'est que de 1,336 [3].

Les effets de la chaleur sur la soude sont absolument les mêmes que ceux qu'elle produit sur la potasse. Exposée à l'air, elle en absorbe l'humidité et l'acide carbonique, et elle

---

[1] Le νιτρον des Athéniens était évidemment la même substance, qui était aussi le נתר des Hébreux.

[2] Opusc. II, 331.

[3] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 11.

y est promptement réduite en consistance pâteuse; mais elle ne s'y liquéfie pas comme la potasse. Au bout de quelques jours elle se dessèche, et tombe en poussière.

Formation de la soude.

Il fut avancé par différens chimistes beaucoup d'opinions contradictoires sur la composition de la soude. Humphry-Davy parvint enfin, en 1808, à la décomposer par le même procédé au moyen duquel il avait réussi à obtenir la base de la potasse. Comme celle de cet alcali, la base de la soude est un métal que Davy distingua par le nom de *sodium* [1].

Aussitôt après cette découverte, Davy publia l'exposé des propriétés de cette nouvelle substance [2]. Gay-Lussac et Thénard réussirent à se la procurer en grandes quantités par la même méthode dont ils s'étaient servis pour obtenir le potassium, et que nous avons décrite dans la dernière section. Ils examinèrent aussi en détail les propriétés du sodium, et publièrent un rapport très-intéressant de leurs expériences sur ce sujet [3]. Berzelius a fait une suite d'expériences dirigées avec beaucoup de soin, pour déterminer les proportions suivant lesquelles le sodium s'unit à l'oxigène [4].

Propriétés.

Le sodium est un métal blanc d'une couleur tenant le milieu entre celles de l'argent et du plomb. Ce métal est solide et très-malléable à la température ordinaire de l'air. Il a à-peu-près la mollesse de la cire. Il conserve cette mollesse et sa malléabilité à la température de zéro centigrade. C'est un excellent conducteur de l'électricité. Sa pesanteur spécifique est 0,97223 [5]. Il se fond à la température de 90° centig. [6], et pour se volatiliser, il en exige une beaucoup plus élevée que la potasse. Davy trouva que le sodium reste fixe à un degré de chaleur qui fondrait une lame de verre.

S'oxide.

I. L'affinité du sodium pour l'oxigène, ressemble à celle du potassium pour ce principe. Par son exposition à l'air, il se convertit promptement en soude à sa surface. La soude étant beaucoup plus lentement déliquescente que la potasse, un globule de sodium est moins promptement détruit par son

---

[1] Les chimistes allemands et suédois l'appellent *natrium* ou *natron*.
[2] Phil. Trans. 1808, p. 1.
[3] Recherches physico-chimiques. I, 97.
[4] Ann. de Chim. LXXX, 245.
[5] D'après les expériences de Gay-Lussac et Thénard. Davy l'établit à 0,9348; mais son expérience avait été faite très en petit.
[6] Gay-Lussac et Thénard.

exposition à l'air qu'un globule de potassium. Lorsque le sodium est mis en contact avec l'eau, ce liquide est rapidement décomposé. Son hydrogène se sépare à l'état de gaz, tandis que son oxigène convertit le sodium en soude. Le sodium se combine avec l'oxigène comme le potassium en deux proportions, et forme deux composés, savoir : la *soude* et le *peroxide de sodium*.

Soude. 1. La soude est formée lorsque le sodium est mis en contact avec l'eau. Il résulte des expériences de Gay-Lussac et Thénard, que $2^{gr},486$ de sodium convertis en soude par la décomposition de l'eau, donnent lieu à un dégagement d'hydrogène, dont la quantité, à la température de 15° centigrades, et à la pression de $0^{m},759$, s'élève à $1^{mc},2525$ cubes. En supposant donc le baromètre à $0^{m},760$, le dégagement serait de $1^{mc},2479$ cubes; donc $6^{gr},474$ de sodium dégageraient $3^{mc},2500$ cubes de gaz hydrogène. La quantité d'oxigène qui s'est unie au sodium pour le convertir en soude, a dû équivaloir à $1^{mc},6250$ cubes, faisant en poids $2^{gr},175$; donc la soude est, d'après ces données, un composé de

Composition.

Sodium.	100
Oxigène	33,6

Berzelius a trouvé, par une suite d'expériences faites avec beaucoup d'exactitude, que 100 parties de sodium converties en soude se combinent à 34,61 parties d'oxigène [1], qu'il rectifia depuis en 34,52 [2]. Davy dit avoir reconnu, par ses expériences à ce sujet, que la soude est un composé de 75 à 73 de sodium, et 25 à 27 d'oxigène [3]; or le terme moyen des expériences de Gay-Lussac et Thénard, et de celles de Berzelius est 34,06 pour la quantité d'oxigène, et cette proportion a été, pour un des résultats de Davy, de 33,33. Je pense donc qu'on ne peut hésiter à conclure que le sodium doit se combiner pour être converti en soude, avec exactement un tiers de son poids d'oxigène; d'où il suit que la soude est composée de

Sodium.	100
Oxigène.	33,33

[1] Ann. de Chim. LXXX, 251.
[2] Annals of Philosophy. III, 360.
[3] Ann. de Chim. LXXX, 251.

En considérant actuellement la soude comme un composé de 1 atôme sodium et 1 atôme oxigène, le poids d'un atôme de sodium sera 3, et le poids d'un atôme de soude 4.

2. Ce furent Gay-Lussac et Thénard qui découvrirent le peroxide de sodium. On l'obtient aisément en chauffant le sodium dans le gaz oxigène; il brûle avec un grand éclat, et se combine à un *summum* d'oxigène. Peroxide.

Le peroxide de sodium, lorsqu'il est pur, est d'un jaune verdâtre sale, il est fusible à l'aide de la chaleur; mais il exige une température beaucoup plus élevée que celle nécessaire pour fondre le peroxide de potassium. Mis en contact avec l'eau, il est converti en soude en dégageant l'excès d'oxigène qu'il contient. Il paraît, d'après les expériences de Gay-Lussac et Thénard, que le sodium dans le peroxide de ce métal, est uni à une fois et demie autant d'oxigène qu'il en existe dans la soude [1]; d'où il suit que ce peroxide est un composé de

Sodium.	100.	2
Oxigène.	50.	1

Mais nous ne pouvons pas concevoir qu'il soit formé de 1 atôme sodium + 1 ½ atôme d'oxigène, parce qu'on doit considérer les atômes comme n'étant plus susceptibles de division. On ne peut donc que le regarder comme étant un composé de 2 atômes de sodium et de 3 atômes d'oxigène, et dans cette hypothèse, le poids d'une molécule intégrante de ce peroxide sera 9.

Le peroxide de sodium se comporte, avec les différens corps combustibles et les gaz, comme le peroxide de potassium [2].

II. Le sodium s'unit au chlore avec une grande énergie, et forme un composé qu'on peut appeler *chlorure de sodium*. Chlorure.

Lorsqu'on introduit le sodium dans le chlore gazeux, il prend feu spontanément, et brûle avec vivacité en émettant des étincelles d'un rouge éclatant. La substance qui se forme est le *chlorure de sodium*. On peut se le procurer également en faisant passer un courant de gaz chlore sur de la soude préalablement chauffée au rouge. La soude abandonne son

[1] Recherches physico-chimiques. I, 152.
[2] Recherches physico-chimiques. I, 154.

oxigène à l'état de gaz, et elle est convertie en chlorure [1].

Le *chlorure de sodium* a été connu et employé dès les premiers temps comme assaisonnement des alimens, sous les noms de *sel commun* ou *sel marin*; quelquefois aussi on l'appela *sel gemme*. Ce fut Glauber qui reconnut qu'on en pouvait obtenir l'acide hydrochlorique, et Stahl annonça, dans son *specimen Beccherianum*, que sa base est un alcali. Mais Duhamel indiqua, le premier, le moyen de retirer cette substance à l'état de pureté du sel marin, et fit connoître la différence qui existe entre elle et la potasse. Humphry-Davy en reconnut le premier aussi la véritable nature. Le chlorure de sodium existe en si grande abondance dans la nature, que les chimistes n'ont jamais eu besoin de recourir à l'art pour le former. On le trouve dans différentes contrées en masses immenses, d'où il ne s'agit plus que de l'extraire par blocs et le pulvériser. Dans cet état, on l'appelle *sel de roche*. Ce sel existe aussi dans l'eau de la mer, et c'est à la grande proportion qu'elle en contient qu'est due sa saveur, ainsi que la propriété qu'elle a de résister à une température froide, jusqu'à celle de 33° au-dessous de zéro centigrade sans se congeler. En faisant évaporer suffisamment cette eau, le chlorure de sodium se précipite en cristaux. C'est ainsi qu'on se le procure en Angleterre. Mais le sel du commerce n'est pas suffisamment pur pour les opérations de chimie, parce qu'il contient ordinairement de l'hydrochlorate de magnésie, etc., on le rend aisément tel par des cristallisations successivement répétées, ou en le traitant de la manière qui suit. Après avoir dissout le sel dans quatre fois son poids d'eau pure, et avoir filtré cette dissolution, on y verse d'abord de l'hydrochlorate de barite, ensuite du carbonate de soude, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité dans la liqueur. On sépare le précipité par le filtre, et on évapore lentement la liqueur jusqu'à ce que le sel cristallise.

Propriétés. Le sel marin cristallise ordinairement en cubes. Cette forme est suivant Haüy [2], celle primitive de ses cristaux et de sa molécule intégrante. Quelquefois les angles des cubes sont tronqués; et dans l'urine, les cristaux de sel marin

---

[1] Davy.

[2] Minéralogie. II, 357.

affectent, ainsi que Fourcroy et Vauquelin l'ont reconnu, la forme d'octaèdres.

C'est à la saveur, bien généralement connue, de ce sel, que s'applique strictement la qualification de *salée*; sa pesanteur spécifique est 2,125 [1]. Il est soluble, suivant Bergman, dans 2,82 fois son poids d'eau froide, et dans 2,76 fois son poids d'eau bouillante [2]. Lorsqu'il est tenu pendant quelque temps en ébullition dans l'eau, il se dissout dans 2,59 fois son poids de ce liquide [3]. La pesanteur spécifique de sa dissolution saturée est 1,198, à la température de 6° centigrades [4]. L'alcool pur ne dissout pas ce sel, mais il est un peu soluble dans l'alcool de 0,830.

Le sel marin ne s'altère point à l'air; celui du commerce n'est déliquescent, qu'à raison de l'hydrochlorate de magnésie qu'il contient. Il s'y trouve aussi des sulfates de magnésie et de chaux.

Le sel marin décrépite au feu. Il fond à une chaleur rouge, et lorsqu'il est chauffé au blanc, il s'évapore en une fumée blanche sans éprouver de décomposition.

Il a été fait, avec beaucoup de soin, un grand nombre d'expériences, pour déterminer les proportions des parties constituantes de ce chlorure de sodium: ce sont les trois suivantes qui me paraissent mériter le plus de confiance. Composition.

	Berzelius [5]	Wenzel [6]	Marcet [7]
Acide hydrochlorique.	45,74	46	46
Soude.	54,26	54	54
	100,00	100	100

Nous aurons la véritable composition du chlorure de sodium, en retranchant de la soude $\frac{1}{4}$ de son poids pour la réduire en sodium, et en ajoutant la même quantité à l'acide

---

[1] Farenheit, *Phil. Trans.* 1721, vol. XXXIII, 114. Kirwan la fait de 2,120, et le docteur Watson la trouve de 2,143. Hist. Essays V, 67.

[2] Opusc. I, 134.

[3] Wenzel's Verwandtschaft. P. 310.

[4] Watson's. Chim. Essays. V, 85.

[5] Ann. de Chim. LXXVII, 84.

[6] Verwandstchaft. P. 101.

[7] Nicholson's Journal. XX, 30.

pour le convertir en chlore. Il en résultera, pour la constitution du chlorure de sodium, savoir :

	Berzelius	Wenzel	Marcet
Chlore.	59,305	59,5	59,5
Sodium.	40,695	40,5	40,5
	100,000	100,0	100,0

Si l'on suppose actuellement que le chlorure de sodium est un composé d'un atôme sodium, et d'un atôme chlore, ses parties constituantes seront, en poids,

Chlore	4,5	60 150
Sodium	3	40 100

Ces nombres s'accordent presque exactement avec les analyses ci-dessus; de sorte qu'on ne peut douter, que la véritable composition du chlorure de sodium, ne soit justement établie.

Iodure. III. Il n'a point encore été fait de recherches sur la combinaison de l'*iode* et du sodium. Nous avons cependant lieu de présumer que ces substances peuvent s'unir entre elles et former ainsi un *iodure de sodium*. L'acide hydriodique se combine aisément avec la soude, et cette combinaison produit un sel qui cristallise en prismes rhomboïdaux applatis, qui ressemblent beaucoup au sulfate de soude. Il est très-soluble dans l'eau et déliquescent. Lorsque ce sel a été bien desséché, nous pouvons le considérer comme un iodure de sodium *. Il n'a pas été, jusqu'à présent, analysé. Mais on peut, par analogie, le regarder comme formé de 1 atôme de sodium + 1 atôme d'iode, ou en poids de

Iode	15,625	100
Sodium	3, ...	19,2

IV. Il n'y a encore rien de connu, relativement à la combinaison du sodium avec le *fluor*. Il ne paraît pas avoir la propriété de se combiner avec l'*azote*.

Phosphure. V. Le sodium ne se combine point avec l'*hydrogène*, le *carbone*, le *bore* et le *silicium*.

VI. Le sodium mis en contact avec le phosphore, s'y unit facilement à l'aide de la chaleur. La combinaison produit une faible apparence de lumière. Ce composé a la couleur et l'aspect du plomb. L'eau le convertit en phosphate de soude.

* Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 56.

Il éprouve le même changement lorsqu'il est chauffé à l'air. Cette conversion prouve que le *phosphure de sodium* est un composé de 1 atôme sodium, et 1 atôme phosphore, ou en poids de

Sodium	3	200
Phosphore	1,5	100

Sulfure.

VII. Le sodium étant chauffé avec le soufre en vaisseaux clos, s'y combine avec une grande vivacité, et émission de beaucoup de lumière et de calorique. Le *sulfure de sodium* est d'un gris foncé. Chauffé à l'air il prend feu et il est converti en sulfate de soude. C'est donc un composé de 1 atôme sodium + 1 atôme soufre, ou en poids de

Sodium	3	150
Soufre	2	100

Arséniure.

VIII. Le sodium mis en contact avec l'arsenic s'y unit à une température au-dessous du rouge cerise. Au moment où la combinaison s'opère, il y a un faible dégagement de lumière. L'alliage 1 un volume sodium et 3 volumes arsenic, est d'un blanc grisâtre, cassant, à grains, fins, avec une forte saveur. Cet alliage se décompose rapidement à l'air. Mis en contact avec l'eau, il se sépare aussitôt en soude, et dans une poudre brune, qui est un hydrure d'arsenic. Il se dégage aussi un peu de gaz hydrogène. L'alliage de deux volumes sodium et d'un volume arsenic est brun avec un aspect terreux, sans aucun éclat métallique. L'eau produit sur cet alliage les mêmes effets que sur celui dont il vient d'être parlé*.

IX. On ne connaît point encore d'alliage du sodium avec le tellure.

S'allie avec le potassium.

X. Le potassium et le sodium s'unissent ensemble avec une grande facilité : il en résulte un alliage cassant, cristallisable, toujours plus fusible que le sodium, et souvent même plus fusible que le potassium. Trois parties de sodium et une partie de potassium forment un alliage fusible à zéro cent. et qui cristallise en le plongeant dans un mélange de neige et de sel marin. Si l'on augmente la proportion du sodium, celle du potassium restant la même, l'alliage devient moins fusible; mais il l'est encore plus que le sodium, et toujours il est cassant et cristallisable. Un trentième de po-

* Recherches physico-chimiques. I, 244.

tassium suffit pour donner au sodium ces propriétés dans un degré très-marqué, et pour lui faire prendre la couleur de l'argent. Les alliages formés avec moins de trois parties de sodium et une partie de potassium, deviennent de plus en plus fusibles. La fusibilité ne diminue que quand la proportion du potassium est très-considérable. Dix parties de potassium et une partie de sodium forment un alliage qui reste encore liquide à zéro cent. et qui est plus léger que l'huile de naphte *. On peut ranger dans l'ordre qui suit les affinités des soutiens simples de combustion pour le sodium.

Sodium.
Chlore.
Iode.
Oxigène.

Le potassium a pour chacun de ces corps une affinité plus forte que le sodium; d'où il suit qu'une des méthodes les plus faciles pour se procurer le sodium, consiste à chauffer, à vaisseaux clos, un mélange de potassium et de sel marin ordinaire. Le sodium est séparé de ce sel.

Le soufre est celui des combustibles acidifiables, dont l'affinité, pour le sodium, est la plus forte.

SECTION III.

Du Calcium.

La chaux a été connue dans les temps les plus reculés. Les anciens en faisaient usage en médecine. Elle était le principal ingrédient de leur mortier, et ils l'employaient comme engrais pour fertiliser leurs champs.

La chaux se trouve en abondance dans presque toutes les parties du monde; ou peut-être serait-il plus convenable de dire qu'il n'en est aucune où elle n'existe. C'est dans les pierres à chaux, les marbres, et les craies, qu'elle est la plus pure. Aucune de ces substances cependant n'est, strictement parlant, la chaux; mais elles sont toutes capables de devenir chaux par un procédé bien connu, qui consiste à les

* Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*, I, 111.

tenir pendant quelque temps chauffées au blanc, et qu'on appelle *brûler la chaux*. Le produit de cette opération, qu'on désigne vulgairement par la dénomination de *chaux vive*, est la substance connue en chimie sous le nom de *chaux*.

Préparation. 1. On peut obtenir la chaux parfaitement pure en brûlant celles des pierres à chaux cristallisées, blanches et transparentes, qu'on appelle *spaths calcaires*, ainsi que quelques marbres blancs purs. On peut également se la procurer à l'état de pureté, en dissolvant dans de l'acide hydrochlorique des écailles d'huîtres, en filtrant la dissolution, en y versant de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne s'y fasse plus de précipité sous forme de poudre blanche, et en filtrant de nouveau. On mêle alors la liqueur avec une dissolution de carbonate de soude. La poudre qui se précipite, lavée, séchée et chauffée à un feu violent dans un creuset de platine, est la chaux pure.

Propriétés. 2. La chaux pure est de couleur blanche, médiocrement dure, mais facilement réductible en poudre.

Sa saveur est chaude, brûlante; elle corrode, et détruit à un certain point, le tissu des substances animales auxquelles on l'applique. Sa pesanteur spécifique est de 2,3 [1]. Elle verdit les couleurs bleues végétales qu'elle fait à la fin passer au jaune.

Elle est infusible au feu le plus violent qui puisse être produit par nos fourneaux, et même par l'action des plus fortes lentilles [2].

Quant à la composition de la chaux, on n'avait encore

---

[1] Kirwan's Miner. I, 5.

[2] La chaux pure est susceptible de cristalliser. C'est ce que nous reconnumes, en 1807, M. Chompré et moi, dans une suite d'expériences que nous avions alors entreprises sur l'action de la pile galvanique. Sur le mémoire que nous présentames à ce sujet, à la première classe de l'institut, elle chargea une commission composée de MM. Berthollet, Vanquelin et Gay-Lussac, de répéter nos expériences. Elles furent faites au laboratoire de l'école polytechnique, en notre présence. On obtint, ainsi que nous l'avions annoncé, de beaux cristaux de chaux pure, qui étaient des *prismes hexaèdres réguliers*; ces cristaux étaient parfaitement transparens. Sur le rapport qui en fut fait à la classe, par M. Gay-Lussac, elle arrêta que notre mémoire et ceux que nous lui avions présentés sur les différens résultats de nos expériences galvaniques seraient imprimés dans le recueil des savans étrangers. Davy n'avait point obtenu, dans ses expériences, de cristaux de chaux, parce qu'il opérait trop en petit, et que d'ailleurs dans les nôtres, faites beaucoup plus en grand, nous nous servions d'un appareil qui rendait les résultats très-sen-

présenté que des conjectures à ce sujet, jusqu'à l'époque de la grande découverte, par Davy, des bases de la potasse et de la soude. Elle le porta naturellement à soupçonner que la chaux et les autres corps terreux, qui ont des propriétés semblables à celles de la chaux, pourraient bien être aussi des composés d'oxigène et de métaux particuliers.

Découverte du calcium.

I. Dans cette idée, Davy soumit ces corps, dans des états différens, à l'action d'une batterie galvanique; et il eut bientôt lieu de conclure qu'il ne s'était pas trompé, dans son opinion sur leur nature, quoiqu'il eût éprouvé beaucoup plus de difficulté à les décomposer et à obtenir leurs bases, qu'il n'en avait eu pour séparer, par des procédés semblables, le potassium et le sodium de la potasse et de la soude. Lorsqu'il traita ces terres sous l'huile de naphte, il n'y eut point de décomposition distincte; mais lorsqu'après les avoir mises en fusion avec un excès de potasse, il les soumettait à l'action dans cet état, les résultats purent beaucoup mieux être distingués. Il y eut apparence de substances métalliques, moins fusibles que le potassium, qui brûlèrent l'instant d'après qu'elles furent formées, en produisant un mélange de potasse et de la terre employée. Lorsque les terres furent exposées à l'action de l'électricité, en état de mélange avec les oxides de mercure, d'étain, de plomb et d'argent, il se produisit des amalgames avec des propriétés, indiquant, d'une manière non équivoque, qu'elles étaient des mélanges de la base de la terre employée et de la base de l'oxide métallique mêlé avec cette terre. Mais la quantité d'amalgame obtenu était trop petite pour qu'il pût être examiné avec soin. Lorsque Humphry-Davy se livrait à ces expériences, il reçut une lettre du professeur Berzelius, de Stockholm, qui lui annonçait que le docteur Pontin et lui avaient réussi à décomposer la barite et la chaux en électrisant négativement le mercure mis en contact avec ces substances. Davy répéta immédiatement cette heureuse expérience, avec le succès le plus complet, en obtenant pour résultat, des amalgames de la base de la terre qu'il employait.

Afin de se procurer ces amalgames en quantité suffisante

---

sibles. C'est donc bien réellement M. Chompré et moi qui avons fait connaître les premiers la cristallisation de la chaux pure, et la forme de ses cristaux.

(*Note du Traducteur.*)

pour les distiller avec le mercure, et obtenir la terre pure, Davy combina son procédé avec celui de Berzelius et Pontin. La terre, après avoir été légèrement humectée, fut mêlée avec un tiers de peroxide de mercure et placée sur une plaque de platine adaptée à l'extrémité positive de la pile. On pratiqua dans le mélange terreux une cavité dans laquelle on introduisit un globule d'environ 4 grammes de mercure, communiquant, au moyen d'un fil de platine, à l'extrémité négative de la batterie. On distillait ensuite les amalgames ainsi obtenus dans des tubes de verre remplis de vapeur de naphte; le mercure était aisément chassé en plus grande partie, mais il était extrêmement difficile de le séparer en totalité. Le globule qui restait était, dans tous les cas, d'un blanc d'argent, solide et extrêmement combustible. Exposé à l'air, il absorbait l'oxigène, et régénérait la terre d'où il venait d'être obtenu.

Davy donna le nom de *calcium* à la base métallique de la chaux. Il ne put parvenir à en reconnaître les propriétés. Il est d'un blanc d'argent, solide, et probablement quatre ou huit fois plus pesant que l'eau. Chauffé à l'air, il brûle avec splendeur, et il se produit de la chaux vive [1].

II. Le calcium, autant qu'on a pu s'en assurer jusqu'à présent, ne se combine avec l'oxigène qu'en une seule proportion, et forme l'oxide bien connu et si important, appelé *chaux*. Les essais que Berzelius a faits pour déterminer la proportion d'oxigène dans la chaux, par la perte de poids de l'amalgame mis en contact avec l'eau, et par la quantité de chaux formée, ne méritent pas, malgré toute l'attention que ce savant a pu y apporter, une grande confiance dans leur exactitude, parce qu'il opérait sur des quantités trop petites. Le terme moyen de trois de ces essais, donne pour la composition de la chaux [2]. Chaux.

Calcium.	100
Oxigène.	58,57

Mais par d'autres considérations, Berzelius a fixé ces proportions à

Calcium.	100
Oxigène.	39,21 [3]

[1] Phil. Trans. 1808, p. 333.
[2] Ann. de Chim. LXXXI, 13.
[3] Annals of Philosophy. III, 360.

Pour s'assurer si ces nombres sont exacts, il est un moyen qui ne doit laisser que très-peu d'incertitude à cet égard. Le sulfate de chaux a été analysé avec grand soin, et il est composé de

Acide sulfurique.	100	. . . 5
Chaux.	72,41	. . 3,6205

L'analyse, également bien établie, du carbonate de chaux donne :

Acide carbonique. . . .	43,2	2,75
Chaux.	56,8	3,615

On voit par la première analyse que si le poids de l'acide sulfurique est représenté par 5, le nombre équivalent pour la chaux, sera 3,6205. D'après la seconde analyse, le poids de l'acide carbonique étant représenté par 2,75, celui correspondant pour la chaux, sera 3,615. Ces deux nombres s'accordent presque parfaitement ; nous pouvons donc, je pense, considérer, sans craindre de faire sensiblement erreur, le nombre 3,625 comme représentant celui véritable équivalent pour la chaux. Cette substance ne se combinant qu'avec une seule dose d'oxigène, on la peut supposer formée de 1 atôme calcium + 1 atôme oxigène, et d'après cette supposition, ses parties constituantes seront :

Calcium	2,625	100
Oxigène	1,000	38,09

Ce qui se rapproche de très-près des résultats des expériences de Berzelius.

Chlorure. III. En chauffant la chaux dans le chlore, elle est décomposée. Elle abandonne son oxigène, qui s'en sépare à l'état de gaz, et le calcium se combine avec le chlore, formant un *chlorure de calcium*. Il résulte des expériences de Davy, à qui nous devons la connaissance de ce fait très-intéressant, que par chaque volume d'oxigène dégagé, il y a deux volumes de gaz chlore absorbés. Le chlorure de calcium est donc ainsi un composé de 1 atôme de chlore uni à 1 atôme de calcium, et par conséquent, ses parties composantes sont :

Chlore. . . .	4,5. . . .	100 . . .	63,16
Calcium. . . .	2,625. . .	58,3. . .	36,84
			100,00

Le chlorure de calcium est la substance connue en chimie, sous le nom d'*hydrochlorate de chaux*. On l'avait autrefois appelée *ammoniaque fixée*, parce qu'elle se retirait ordinairement du sel ammoniac, en le décomposant par la chaux.

On se procure habituellement l'hydrochlorate de chaux par ce procédé, mais on peut l'obtenir aussi en dissolvant le carbonate de chaux dans l'acide hydrochlorique.

Propriétés. L'hydrochlorate de chaux cristallise en prismes striés à six pans, terminés par des pyramides très-aigues. Il n'est pas aisé de l'avoir en cristaux, parce qu'il est extrêmement déliquescent. Il est en effet presque impossible d'obtenir de bons cristaux de cet hydrochlorate dans l'été; mais en hiver, ils se forment spontanément, lorsqu'après avoir fait dissoudre quatre parties du sel dans une partie d'eau chaude à 21° centigrades, on expose cette dissolution à la température de zéro. La saveur de ce sel est très-amère et piquante. Sa pesanteur spécifique est 1,76[1].

L'hydrochlorate de chaux est extrêmement soluble dans l'eau, qui en peut prendre, jusqu'à près de quatre fois son poids, à la température de 16° centigrades. Cette dissolubilité du sel diminue très-rapidement à mesure que la température s'abaisse; de sorte que de l'eau à zéro ne dissout que deux fois son poids du sel, ou la moitié de ce qu'elle en pouvait prendre à 16°, tandis qu'à 38° centigrades elle peut s'en charger en toute proportion quelconque. On ne peut donc pas obtenir l'hydrochlorate de chaux cristallisé dans un temps chaud, mais seulement en une masse solide blanche et dure. M. Walker s'est assuré, qu'en évaporant une dissolution d'hydrochlorate de chaux jusqu'à ce que sa pesanteur spécifique soit devenue 1,450 à la température de 27° centigrades, il s'y forme des cristaux en l'exposant alors à une température à zéro. Lorsque la pesanteur spécifique de la dissolution a été amenée à 1,490, à la température de 27° centigrades, elle prend par le refroidissement la forme d'une masse dure nacrée[2].

L'alcool rectifié dissout si facilement l'hydrochlorate de chaux, que je pense qu'il en peut prendre considérablement au-delà de son propre poids, lors même que le sel a été préa-

---

[1] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 12.
[2] Nicholson's Journal. V, 226.

lablement chauffé au rouge, pour lui enlever son humidité. La chaleur qui se dégage pendant la dissolution est assez considérable pour porter l'alcool à l'ébullition.

L'hydrochlorate de chaux exposé à l'air, en attire très-promptement l'humidité, et y devient déliquescent. Soumis à l'action de la chaleur, il se boursoufle, se fond, et perd son eau de cristallisation. Un feu violent en sépare une petite portion d'acide hydrochlorique. Lorsqu'il a été ainsi altéré, il a la propriété de luire dans l'obscurité, ainsi que Homberg l'observa le premier : ce qui lui a fait donner le nom de *phosphore de Homberg*.

Composition. De toutes les expériences qui ont été faites jusqu'à présent pour déterminer les proportions des parties constituantes de ce chlorure, les plus exactes sont celles qui suivent, savoir :

	Wenzel [1].	Marcet [2].	Berzelius [3].
Acide. . .	51. . . .	49,23. . .	48,1
Chaux. . .	49. . . .	50,77. . .	51,9
	100	100,00	100,0

Faisant l'application de ces analyses à la conversion de la chaux en calcium, d'après les proportions établies ci-dessus, il s'ensuit que la composition de ce chlorure est de :

	Wenzel.	Marcet.	Berzelius.
Chlore. . .	64,52. . .	63,23. . .	62,41
Calcium. . .	35,48. . .	36,77. . .	37,59
	100,00	100,00	100,00

Si nous comparons ces analyses avec les nombres déduits du gaz oxigène dégagé, que je considère comme exacts, on verra que c'est l'analyse du docteur Marcet qui se rapproche le plus de la vérité.

Iodure. IV. On peut obtenir l'iodure de calcium, par la combinaison de l'acide hydriodique avec la chaux, et en exposant à une forte chaleur le composé formé par cette combinaison. L'hydriodate de chaux est un sel très-soluble et déliquescent. L'iodure de calcium n'a pas été analysé, mais il n'y a

[1] Verwandschaft, p. 103.
[2] Nicholson's Journal. XX, 29.
[3] Ann. de Chim. LXXVII, 84.

aucun doute que c'est un composé de 1 atôme iode, et 1 atôme calcium, ou de

Iode.	15,625
Calcium. . .	3,625

Lorsqu'on chauffe la chaux dans de la vapeur d'iode, il n'y a point de dégagement d'oxigène; et par conséquent, il paraît que l'oxigène a plus d'affinité que l'iode pour le calcium.

V. Toutes les combinaisons que le calcium peut être susceptible de former avec le fluor, l'azote, et les corps combustibles simples acidifiables, nous sont inconnues. Nous savons qu'il se combine avec le potassium et le sodium; mais, nous n'avons encore rien appris sur la nature de ces alliages.

L'affinité du calcium pour les soutiens de combustion est dans l'ordre qui suit. Affinité du calcium.

Calcium.
Chlore.
Oxigène.
Iode.

SECTION IV.

Du Barium.

C'est à Schéele qu'est due la découverte de la barite dont il exposa le premier les propriétés dans sa dissertation sur le manganèse, qu'il publia en 1774 [a]. Il existe un minéral très-pesant, le plus ordinairement de couleur de chair, d'une texture foliée et cassante, très-commun en Angleterre et dans la plupart des autres pays, spécialement dans les mines de cuivre. On le connaissait sous le nom de *spath pesant,* et on le supposait être un composé d'acide sulfurique et de chaux. Mais Gahn ayant analysé ce minéral en 1775, reconnut que c'était une combinaison d'acide sulfurique avec la nouvelle terre découverte l'année d'auparavant par Schéele [a] qui proposa une méthode pour Découverte de la barité.

[a] Schéele. I, 61 et 78, traduct. française.
[a] Bergman's notes on Scheffer. § 167.

l'obtenir du spath pesant [1]. Les expériences de ces chimistes furent confirmées par Bergman [2], qui donna à cette terre le nom de *terre pesante*. Morveau l'appela *barote* et Kirwan *barite* [3], dénomination qu'adopta Bergman [4], et par laquelle cette terre est aujourd'hui généralement désignée. Schéele, Bergman, Wiegleb et Afswélius, indiquèrent différens moyens de se la procurer; mais on avait encore peu ajouté aux premières connaissances que Schéele avait données, de ses propriétés, lorsqu'en 1793 le docteur Hope publia ses expériences sur cette terre [5]. C'est à ses travaux, et depuis à ceux de Pelletier, Fourcroy et Vauquelin [6], en 1797, qu'on doit toute l'étendue des notions exactes qu'on a aujourd'hui sur la barite.

Préparation. On peut obtenir la barite du spath pesant, ou sulfate de barite, ainsi qu'on l'appelle aujourd'hui, de la manière suivante, qui est celle indiquée par Schéele et Vauquelin. On mêle le minéral réduit en poudre fine, avec le huitième de son poids de poussière de charbon. En tenant ce mélange, pendant quelques heures, chauffé au rouge dans un creuset, il se convertit en un sulfure de barite qu'on dissout dans l'eau, et dont on précipite le soufre par l'acide nitrique. On filtre alors la dissolution qui contient l'acide nitrique combiné avec la barite, et on l'évapore lentement jusqu'à ce qu'elle cristallise. On chauffe fortement par degrés les cristaux dans un creuset, l'acide nitrique en est dégagé, et la barite reste à l'état de pureté [7]. Le docteur Hope avait proposé long-temps auparavant un autre procédé moins dispendieux, qui fut depuis perfectionné par Pelletier. Il consiste à décomposer le sulfate de barite en le chauffant fortement avec de la poussière de charbon, et à traiter le résidu avec l'eau, pour en séparer tout ce qui est soluble. En ajoutant ensuite au liquide filtré une dissolution de carbonate de soude, il se

---

[1] Crell's Annals. III, 3. Trad. anglaise.
[2] Opusc. III, 291.
[3] De *sapor*, pesant.
[4] Opusc. IV. 261.
[5] Edimb. Trans. IV, 36.
[6] Ann. de Chim. XXI, 113 et 276.
[7] Lorsqu'elle a été ainsi préparée, elle contient toujours environ 0,08 de carbonate de barite, et quelquefois beaucoup plus.

précipite une poudre blanche. Après avoir lavé cette poudre avec soin, on en forme avec du charbon des boules qu'on chauffe fortement dans un creuset. En traitant ces boules à l'eau bouillante, il s'y dissout une portion de barite qui cristallise par le refroidissement de la liqueur.

Propriétés. La barite obtenue par la première méthode est une substance poreuse, d'un blanc grisâtre, qu'on peut réduire très-facilement en poudre. Sa saveur est plus piquante et plus caustique que celle de la chaux. Prise à l'intérieur, elle agit comme le poison le plus violent. Elle n'a pas d'odeur sensible; elle verdit les couleurs bleues végétales, elle détruit et décompose les substances animales comme le font les alcalis fixes, mais avec moins d'énergie.

La pésanteur spécifique de la barite, évaluée par Fourcroy à 4 [1], n'est que de 2,374 [2] seulement, suivant Hassenfratz; mais on a lieu de conclure de la méthode dont ce dernier s'est servi pour la détermination des pesanteurs spécifiques, qu'il les a toutes fixées à des termes trop bas.

La barite se durcit au feu, et acquiert intérieurement une nuance verte bleuâtre. Chauffée au chalumeau sur un morceau de charbon, elle se fond, bouillonne, et roule en globules qui pénètrent promptement le charbon [3]. Cet effet est probablement dû à l'eau contenue dans la barite, car Lavoisier a trouvé qu'elle n'était point affectée par la chaleur la plus forte qu'il lui fut possible de produire.

I. Gehlen et Buchola se sont assurés que les cristaux de barite exposés à la chaleur, se fondent promptement et abandonnent de l'eau. Lorsque la chaleur est poussée au rouge, ils éprouvent une nouvelle fusion, et prennent une apparence oléagineuse. Mais cette expérience ne réussit pas avec la barite obtenue du nitrate de cette substance par le procédé de Vauquelin. Gehlen et Buchola firent voir que cette différence ne résulte pas de la présence de l'acide carbonique, ni d'aucune matière terreuse provenant du creuset dans la barite extraite du nitrate [4]. La fusibilité, dans le

[1] Fourcroy. II, 189.

[2] Ann. de Chim. XXVIII., 18.

[3] Fourcroy et Vauquelin, *Ann. de Chim.* XXI, 276.

[4] Gehlen's Journal, fur die Chemie, Physik und Mineralogie. IV, 258.

premier cas, est due, j'imagine, à une portion d'eau retenue par la barite [1].

Décomposition

Bergman avait soupçonné que la barite était un oxide métallique [2]; mais on avait essayé en vain de découvrir la base métallique qu'on lui supposait, jusqu'à l'époque de l'analyse par Davy, de la potasse et de la soude, en 1808. C'est alors que ce savant fut porté à penser que toutes les terres étaient également des oxides métalliques. Berzelius et Pontin réussirent les premiers à décomposer la barite, en soumettant à l'action de l'électricité négative, un globule de mercure dans de la barite humectée placée sur une plaque de platine : il se forma une amalgame du métal et de la barite. Davy répéta ces expériences et, en distillant l'amalgame, il parvint à obtenir de petites quantités du métal de barite auquel il donna le nom de *barium*. Plus récemment le docteur Clarke a décomposé la barite en l'exposant à la chaleur intense produite par la combustion d'un courant de gaz oxigène et hydrogène mêlés ensemble dans les proportions nécessaires pour la formation de l'eau. Il donna au métal de barite le nom de *plutonium*.

Propriétés du barium.

Le barium ainsi obtenu, est un métal solide, de couleur d'argent; il fond à une température inférieure à la chaleur rouge, et ne se volatilise pas à un degré de feu capable de fondre une lame de verre; mais à cette température son action, sur cette substance, est très-énergique, ce qui est probablement dû à ce que l'alcali du verre est décomposé et converti en un protoxide. Le barium se ternit promptement à l'air; il en absorbe l'oxigène, et il est transformé en barite; il coule rapidement au fond de l'eau et semble être au-moins quatre ou cinq fois plus pesant que ce liquide. Il le décompose avec une grande énergie en dégageant de l'hydrogène et en se convertissant en barite. Sous une forte pression, il s'applatit et semble être ainsi ductile et malléable.

II. On voit, par les expériences de Gay-Lussac et Thénard, que le barium peut se combiner avec l'oxigène en deux proportions, formant deux oxides appelés *barite* et *peroxide de barium*.

---

[1] Ce qui résulte évidemment, ce me semble, des expériences de Gay-Lussac et Thénard. *Voyez* Recherches physico-chimiques. I, 170.

[2] Opusc. IV, 212.

1. La baryte est la substance qui se produit lorsqu'on met le barium en contact avec l'eau. Cette substance, connue depuis 1774, se trouve en abondance dans le règne minéral, combinée quelquefois avec l'acide carbonique, mais beaucoup plus fréquemment avec l'acide sulfurique. Composition de la baryte.

Il n'a pas été possible de déterminer, par des expériences directes, la quantité d'oxigène avec laquelle le barium se combine lorsqu'il se convertit en baryte; mais on y parvient d'une manière suffisamment exacte par un autre moyen.

La composition du sulfate de baryte a été établie, savoir :

Acide sulfurique.	100 . . .	5
Baryte.	194 . . .	9,70

et le carbonate de baryte est composé de

Acide.	22	100	2,75
Baryte.	78	354,54 . .	9,75

Il est évident d'après ces analyses, que le nombre équivalent pour la baryte est 9,75. On verra plus loin que 100 parties d'acide sulfurique se combinent avec une quantité de base qui contient 20 d'oxigène, tandis que 100 d'acide carbonique se combinent avec une quantité de base contenant 39,267 oxigène. Donc 194 parties de baryte contiennent 20 d'oxigène; et dans 354,54 parties il existe 36,267 de ce principe. Suivant la première de ces déterminations, 100 parties de baryte contiennent 10,309 oxigène, et d'après la seconde, 100 parties de baryte contiennent 10,23 d'oxigène. Le terme moyen 10,2695 est la quantité d'oxigène qui existe dans 100 parties de baryte. Cette substance est donc composée de

Barium.	89,7305
Oxigène.	10,2695
	100,0000

En divisant actuellement le nombre 9,75 (poids d'un atôme de baryte) dans la proportion de 89,7306 : 10,2695, le résultat sera :

Barium.	8,7538585
Oxigène	0,9961415
	9,57

Mais le nombre pour l'oxigène est à très-peu de chose près

= 1. Il est évident qu'il serait exactement 1, si les calculs qui précèdent avaient été établis d'après des expériences exemptes de toute erreur : il n'est plus douteux alors que la composition de la barite est :

Barium. . . .	8,75. . . .	100.
Oxigène	1,00. . . .	11,42.

Ainsi, la barite est formée de 1 atôme de barium, et de 1 atôme d'oxigène ; et le poids d'un atôme de barium est 8,75.

Peroxide. 2. Gay-Lussac et Thénard ont fait voir, qu'en chauffant, dans le gaz oxigène du barium sec, provenant du nitrate ou du carbonate de barite, décomposés par le charbon, ce gaz est absorbé avec une grande rapidité. Le peroxide formé est gris. Mis en contact avec l'eau, il abandonne son excès d'oxigène. En le chauffant dans le gaz hydrogène, ce gaz est absorbé, et il se forme de l'eau qui reste à l'état d'union avec la barite [1]. Nous n'avons aucune donnée pour pouvoir déterminer la quantité additionnelle d'oxigène que la barite absorbe dans sa conversion en peroxide.

Chlorure. III. Le barium se combine aisément avec le chlore, et forme un composé appelé *chlorure de barium*. On peut l'obtenir en chauffant la barite dans le gaz chlore. L'oxigène est séparé du barium, et le chlore prend sa place. Davy, qui a fait le premier cette expérience, s'assura que pour deux volumes de chlore absorbés, il y avait un volume de gaz oxigène dégagé ; d'où il suit que ce chlorure est formé de 1 atôme de barium et de 1 atôme de chlore, ou, en poids :

Barium. . .	8,75. . . .	100. . .	66,04
Chlore. . .	4,5.	51,42..	33,96
			100,00

Ce chlorure était connu depuis long-temps sous le nom de *muriate de barite*. Ce fut Schéele qui en examina le premier les propriétés [2]. Le docteur Crawford en fit l'objet d'un traité qu'il publia en 1790. Il a été annoncé, depuis cette époque, beaucoup de procédés pour le préparer [3] ; et c'est par les recherches de Kirwan, Haüy, Bucholz et Bouillon-

[1] Recherches physico-chimiques. I. 169.
[2] Crell's Annals. III, 6. Trad. anglaise.
[3] *Voyez* Van Mons, *Journal de Phys.* XIV, 297. — Goettling,

Lagrange que nous avons connu, sur cette substance, la plupart des faits à ajouter à la description qui en avait été donnée par Schéele.

Le moyen le plus facile à employer pour se procurer l'hydrochlorate de barite, chlorure de barium, serait celui de dissoudre du carbonate de barite dans l'acide hydrochlorique, et de faire cristalliser cette dissolution; mais comme le carbonate de barite est rare, on forme ordinairement l'hydrochlorate de barite en calcinant dans un creuset un mélange de sulfate de barite et de charbon. On décompose, par l'acide hydrochlorique, le sulfure qui s'est formé; on filtre la dissolution, et après l'avoir évaporée jusqu'à pellicule, on la laisse refroidir lentement. Les cristaux du chlorure se déposent peu-à-peu. S'il arrive que le sel employé contient du fer, ce qui est souvent le cas, on fait calciner les cristaux, on les dissout dans l'eau, on filtre la dissolution et on fait cristalliser de nouveau. On a proposé dernièrement, comme perfectionnement à ce procédé, de faciliter la fusion et la décomposition du sulfate de barite, en ajoutant au mélange du soufre et du chlorure de calcium ou sel marin. Préparation.

La forme primitive du chlorure de barium est, suivant Haüy, un prisme à quatre pans à bases carrées; il cristallise le plus ordinairement en tables. Quelquefois il affecte la forme de deux pyramides à huit pans, appliquées base à base [1]. Propriétés.

Le chlorure de barium a une saveur piquante et très-désagréable. C'est, ainsi que toutes les autres préparations de barite, un poison. Sa pesanteur spécifique est 2,8257 [2]. Il exige 2,29 parties d'eau à la température de 88° centigrades pour se dissoudre. Il est à peine soluble dans l'eau froide, et par conséquent on ne peut pas obtenir ce sel en cristaux par le refroidissement de sa dissolution saturée dans l'eau chaude [3].

On voit, par les expériences de Bucholz, que l'alcool pur n'agit pas sensiblement à froid sur le chlorure de barium; mais 400 parties de ce liquide à l'état d'ébullition peuvent dissoudre une partie du sel [4]. L'alcool faible en dissout

---

Phil. Mag XXII, 218. — Boullon-Lagrange, *Ann. de Chim.* XLVII, 139. — Resat, *ibid.* LV, 51.

[1] Crawford.

[2] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 12.

[3] Crawford.

[4] Beitrage. III, 24.

un peu, et sa qualité dissolvante augmente en raison de la plus grande proportion d'eau qu'il contient. L'alcool, d'une pesanteur spécifique de 0,900, par exemple peut dissoudre $\frac{1}{100}$ de son poids de ce sel [1].

Le chlorure de barium ne s'altère point à l'air; il décrépite et se dessèche au feu, et à une température très-élevée il fond; mais à quelque degré de chaleur qu'on l'expose, il ne peut être décomposé. Il a été publié par différens chimistes, un grand nombre d'analyses du chlorure de barium. Les plus exactes de toutes sont celles qui suivent, savoir :

	Kirwan 2.	Rose 3.	Berzelius 4.	Aiken 5.
Acide hydrochlorique..	23,8. .	24,3. .	25,75. .	28
Barite.	76,2. .	75,7. .	74,25. .	72
	100,0	100,0	100,00	100

En faisant à ces analyses les corrections nécessaires, nous aurons pour résultats

	Kirwan 2.	Rose 3.	Berzelius 4.	Aiken 5.
Chlore. . .	31,6. . .	32,06. . .	33,36. . .	35,38
Barium. . .	68,4. . .	67,94. . .	66,64. . .	64,62
	100,0	100,00	100,00	100,00

Toutes ces analyses semblent être de grandes approximations de la vérité. Celle de Berzelius s'accorde presque exactement avec les nombres que nous avons déterminés ci-dessus.

Iodure. IV. Le barium se combine aisément avec l'iode, et il en résulte un iodure de barium. Lorsqu'on fait passer sur de la barite, du gaz hydriodique refroidi à 20° centigrades au-dessous de zéro, elle devient incandescente, et il se forme de l'eau en abondance. Il est évident que, dans ce cas, l'acide hydriodique et la barite sont décomposés l'un et l'autre, et convertis en eau et en iodure de barium [6]. En chauffant l'iode avec la barite, il y a combinaison, mais sans dégagement d'oxigène; ce qui prouve que le gaz oxigène a plus d'affinité

---

[1] Kirwan, on mineral waters. P. 274.

[2] Nicholson's Journal. III, 25.

[3] Gehlen's Journal für die Chemie, Physik und Mineralogie. III, 335. L'analyse de Bucholz est presque la même.

[4] Ann. de Chim. LXXVIII, 813.

[5] Nicholson's Journal. XXII, 301.

[6] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 58.

pour le barium que pour l'iode. On produit aisément l'iodure de barium en dissolvant la barite dans l'acide hydriodique, et en chauffant au rouge l'hydriodate formé. Ce sel cristallise en fines aiguilles ayant l'apparence de l'hydrochlorate de strontiane. Il se décompose par degrés à l'air [1]. L'iodure de barium n'a pas été analysé; mais on ne peut pas douter qu'il ne soit formé de 1 atôme de barium et de 1 atôme d'iode, ou, en poids, de

Barium.	8,75
Iode.	15,625

V. Nous n'avons aucune connaissance des composés que le barium peut former avec le fluor, l'azote, les combustibles simples acidifiables, le potassium, le sodium et le calcium. L'ordre des affinités des soutiens simples pour le barium peut être établi ainsi : Affinités.

Barium.
Chlore.
Oxigène.
Iode.

SECTION V.

Du Strontium.

Ce fut vers l'année 1787, qu'un marchand de minéraux apporta à Édimbourg un fossile provenant de la mine de plomb de Strontian dans l'Argyleshire, où il se trouve enveloppé dans la mine, en état de mélange avec plusieurs autres substances. Ce minéral est quelquefois transparent et sans couleur, mais le plus ordinairement il a une teinte de jaune ou de vert. Il est doux au toucher; sa pesanteur spécifique varie de 3,4 à 3,726. Sa texture est généralement fibreuse. On le rencontre quelquefois cristallisé en colonnes prismatiques déliées, de différentes longueurs [2]. Découverte de la strontiane.

Ce minéral fut d'abord généralement confondu avec le carbonate de barite; mais le docteur Crawford ayant remar-

[1] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 58.
[2] Hope, *Edinb. Trans.* 44.

que quelques différences entre sa dissolution et celle de la barite, dans l'acide hydrochlorique, il annonça, dans son Traité sur le *muriate de barite*, publié en 1790, qu'il lui paraissait probable que c'était une terre nouvelle, et il en envoya un échantillon à Kirwan, pour en examiner les propriétés. Le docteur Hope rendit compte, en 1793, à la société d'Edimbourg, d'une suite d'expériences qu'il avait faites en 1791 sur ce minéral, et dont le détail fut inséré dans les Transactions au commencement de 1794. Le docteur Hope s'était assuré par ces expériences, que le minéral était composé d'acide carbonique, et d'une terre particulière dont il décrivait les propiétés, et à laquelle il avait donné le nom de *strontite*. Klaproth tira les mêmes conclusions que le docteur Hope, dont il ne connaissait pas encore les expériences, d'une analyse qu'il avait également faite de ce minéral en 1793, et qu'il publia dans les *Annales* de Crell, pour 1793[1] et 1794[2]. Il paraît aussi, par sa lettre à Crell, que Kirwan avait découvert, dès 1793, les propriétés les plus importantes de cette terre nouvelle, quoique sa Dissertation à ce sujet, dont il avait donné lecture à l'académie d'Irlande en 1794, n'ait été rendue publique qu'en 1795.

Les expériences de ces chimistes furent répétées et confirmées en 1797[3], par Pelletier, Fourcroy et Vauquelin, qui portèrent encore beaucoup plus loin l'examen de plusieurs des propriétés de cette terre; Klaproth, qui l'avait découverte, lui donna le nom de *strontiane*, du lieu où elle avait été trouvée pour la première fois; et cette dénomination est aujourd'hui généralement adoptée.

La strontiane existe en abondance dans différens pays; mais elle s'y rencontre toujours à l'état de combinaison avec les acides carbonique ou sulfurique.

Préparation. On peut dégager l'acide carbonique du carbonate de strontiane, et obtenir cette terre dans son état de pureté, en mêlant le minéral avec de la poussière de charbon et en exposant ce mélange à une chaleur de 140° de Wedgewood[4].

---

[1] Vol. II, p. 189.

[2] Vol. I, p. 99; et Klaproth's Beitrage. I, 260; et le Journal des Mines, n.° 5, p. 61.

[3] Ann. de Chim. XXI, 113 et 276. Jour. des Min. An VI, 3.

[4] Kirwan.

On y parvient encore, en dissolvant le carbonate de strontiane dans l'acide nitrique, en faisant cristalliser cette dissolution, et en chauffant au rouge dans un creuset les cristaux jusqu'à ce que l'acide nitrique en soit chassé. On sépare la strontiane de sa combinaison avec l'acide sulfurique, de la même manière que la barite, en employant le procédé décrit dans la précédente section.

La strontiane ainsi obtenue est en masses poreuses, d'une couleur blanche grisâtre. Sa saveur est âcre et alcaline. Elle verdit les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est, suivant Hassenfratz, de 1,647 [1]; son action sur les substances animales n'est pas aussi énergique que celle de la barite, dont elle n'a point les propriétés délétères [2]. Propriétés.

I. Davy, après avoir découvert la nature métallique de la potasse et de la soude, crut pouvoir considérer la strontiane comme étant, de même que la barite et la chaux, un oxide métallique. Il parvint à la décomposer par le même procédé dont il s'était servi pour la décomposition de la chaux et de la barite, ainsi que nous l'avons exposé dans les sections qui précèdent: il donna à la base métallique de la strontiane, le nom de *strontium*. Strontium.

Ce métal est blanc, solide, beaucoup plus pesant que l'eau et ayant beaucoup de ressemblance, dans ses propriétés, avec le *barium*. Par son exposition à l'air, ou mis en contact avec l'eau, il absorbe rapidement l'oxigène, et il est converti en strontiane [3].

II. Le strontium, autant qu'il nous est jusqu'à présent connu, ne se combine avec l'oxigène que dans une seule proportion, et cette combinaison produit le composé bien connu, appelé *strontiane*. Il n'a point été fait d'expériences directes sur la quantité d'oxigène que ce composé contient; mais nous pouvons la déterminer, par le même moyen dont nous nous sommes servis, pour reconnaître la proportion de ce principe dans la barite. Suivant Stromeyer le sulfate de strontiane est formé de Composition du strontium.

Strontiane	132,55	6,627
Acide sulfurique	100	5

[1] Ann. de Chim. XXVIII, 11.
[2] Pelletier, *ibid.* XXI, 120.
[3] Davy's, electro-chemical Researches in to the décomposition of the earths, etc. Phil. Trans. 1808.

Les parties constituantes du carbonate de strontiane sont, d'après mes expériences :

Strontiane.	234,44	. . . . .	6,447
Acide carbonique. . . .	100	. . . .	2,75

Le terme moyen de ces deux analyses nous donne le nombre équivalent, pour la strontiane, 6,537. Nous pouvons donc, sans erreur sensible, le considérer comme étant 6,5; d'où il suit, par les mêmes raisons déduites dans la dernière section, que 100 parties de strontiane contiennent, d'après la première analyse, 15,08, et d'après la seconde 15,47 d'oxigène, le terme moyen de l'une et de l'autre est 15,275. Donc 100 parties de strontiane se composent de

Strontium.	84,725
Oxigène. .	15,275

En partageant 6,5, le poids d'un atôme de strontiane, dans la proportion des nombres 84,725 : 15,275, on aura pour la composition de la strontiane :

Strontium	5,507125
Oxigène .	0,992875
	6,5

Il est évident que le nombre pour l'oxigène eût été 1, si les expériences sur lesquelles notre calcul est fondé, eussent été exemptes d'erreur. Il n'y a donc alors plus lieu de douter que la strontiane est composée de

Strontium. . . .	5,5	. . . .	100
Oxigène.	1,0	. . . .	18,18

Elle est formée de 1. atôme strontium et de 1. atôme oxigène, et un atôme de strontium pèse 5,5.

Chlorure. III. En chauffant la strontiane dans le chlore, elle abandonne son oxigène, et se combine avec le chlore, ainsi que Davy l'observa le premier. Le composé formé est le *chlorure de strontium.*

Cette substance a été connue pendant long-temps, en chimie, sous le nom de *muriate de strontiane.* Elle fut décrite, pour la première fois, par le docteur Crawford, en 1790. Elle fut examinée, depuis, par le docteur Hope, par Klaproth, Pelletier, Fourcroy et Vauquelin.

On peut l'obtenir, soit en dissolvant le carbonate de cette

substance dans l'acide hydrochlorique, soit en décomposant, par ce même acide, le sulfure de strontiane. On fait évaporer la dissolution, jusqu'à consistance convenable pour en obtenir des cristaux.

Propriétés.

Haüy assigne à ces cristaux la forme de prismes hexaèdres très-allongés et très-déliés [1]. Ce sel a une saveur particulière, âcre et pénétrante. Sa pesanteur spécifique est 1,4402 [2]. Trois parties de ces cristaux se dissolvent dans deux parties d'eau à la température de 15° centigrades. L'eau bouillante les dissout en toute proportion [3]. D'après les expériences de Bucholz, 24 parties d'alcool pur, dissolvent, à la température de 15° centigrades, une partie de ce sel; il ne faut que 19 parties de ce liquide bouillant pour dissoudre la même quantité ou une partie du sel [4]. La dissolution alcoolique brûle avec une flamme d'une belle couleur pourpre.

Les cristaux ne s'altèrent point à l'air, à moins qu'ils ne soient humides; et dans ce cas ils sont déliquescens.

Au feu ils éprouvent d'abord la fusion aqueuse, et ils se réduisent alors en une poudre blanche.

Composition.

Il n'est pas douteux que le chlorure de strontium est formé de 1. atôme de chlore, et de 1. atôme de strontium, ou, en poids, de

Chlore. . .	4,5 . . .	69,23	40,9
Strontium.	6,5 . . .	100	59,1
			100,0

Nous avons différentes analyses de ce chlorure, qui en donnent les parties constituantes, comme s'il était un hydrochlorate. Les plus récentes de ces analyses, sont celles de

	Kirwan [5]	Rose 6.
Acide hydrochlorique	31	38,33
Strontiane.	69	61,67
	100	100,00

[1] Fourcroy. III, 262. Traduction anglaise.
[2] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 12.
[3] Suivant Crawford, ces cristaux se dissolvent dans 0,825 d'eau chaude, à 88° centigr; mais ils sont moins solubles dans l'eau froide: d'où il suit qu'on les obtient par refroidissement.
[4] Bucholz, Beitrage. III, 29.
[5] Nicholson's Journal. III, 215.
[6] Gehlen's Journal. VI, 33.

En faisant à ces analyses les corrections convenables, nous aurons les nombres ci-après :

Chlore.	41,6	47,81
Strontium. . . .	58,4	52,19
	100,0	100,00

L'analyse de Kirwan nous semble être, des deux, la plus exacte.

Iodure. IV. On ne connaît que peu de chose concernant l'iodure de strontium. En chauffant la strontiane dans la vapeur d'iode, elle absorbe cette substance, sans aucun dégagement d'oxigène. On peut former l'iodure en dissolvant la strontiane dans l'acide hydriodique, et en exposant le sel formé à une forte chaleur, sans le contact de l'air; car si on chauffe le sel à l'air, il est décomposé [1]. Il n'a point été fait de recherches sur les proportions dans lesquelles les parties constituantes de cet iodure se combinent; mais il est probable qu'ils s'unissent atôme à atôme, et en supposant que cela soit ainsi, l'iodure serait un composé de

Strontium.	5,5
Iode.	15,625

V. On ne connaît pas de combinaisons du strontium avec le fluor, l'azote, ou avec aucun des combustibles simples.

Affinités. L'ordre des affinités des soutiens de combustion, pour le strontium, est ainsi qu'il suit :

Strontium.
Chlore,
Oxigène.
Iode.

[1] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 60.

SECTION VI.

Du Magnésium.

Découverte de la magnésie.

Ce fut vers le commencement du dix-huitième siècle, qu'un chanoine romain exposa en vente, à Rome, une poudre blanche à laquelle il donnait le nom de *magnesia alba*, et qu'il annonçait comme médicament propre à la guérison de toutes les maladies. Il tenait dans un grand secret la préparation de cette poudre, lorsque Valentin publia, en 1707, qu'on pouvait l'obtenir en calcinant la lessive qui reste après la préparation du nitre [1]. Slevogt trouva, deux ans après, le moyen de la précipiter, par la potasse, de l'eau mère [2] du nitre [3]. On supposait généralement que cette poudre était de *la chaux*, lorsque Frédéric Hoffman observa qu'elle formait des combinaisons très-différentes avec d'autres corps [4]. Mais on ne connaissait que très-peu de choses sur la nature de cette substance; la plupart des chimistes la confondaient même encore avec la chaux, lorsque le docteur Black fit connaître, en 1755, que c'était une terre particulière. Margraf publia, en 1759, une dissertation sur ce sujet [5], que Bergman traita aussi, en 1775, dans un mémoire où il recueillit les observations de ces deux savans, en y ajoutant beaucoup des siennes propres [6]. Enfin Butini de Genève publia également, en 1779, une dissertation importante sur cette substance.

Préparation.

La magnésie n'ayant point encore été trouvée dans la nature à l'état de pureté, on la retire ordinairement du *sulfate de magnésie*, sel composé de cette terre et d'acide sulfurique,

---

[1] *De magnesiâ albâ.*

[2] L'*eau mère* est le liquide qui reste après avoir obtenu tout ce qu'on peut en retirer d'un sel quelconque. Lorsqu'on fait évaporer de l'eau de mer, par exemple, après en avoir retiré, par la cristallisation, autant de muriate de soude que la quantité d'eau évaporée pouvait en produire, il reste encore une portion de liquide, et c'est cette portion qu'on appelle eau mère.

[3] *Diss. de magnesiâ albâ.*

[4] Obs. phys. chim. 1722, p. 105 et 177.

[5] Opusc. II, 20.

[6] *Ibid.* p. 365.

qui existe en abondance dans les eaux de la mer et dans celles de beaucoup de sources. L'eau de la fontaine des environs d'Epsom en est particulièrement chargée, ce qui a fait donner autrefois à ce sel le nom de *sel d'Epsom*. En ajoutant à une dissolution de ce sel dans l'eau, la moitié de son poids de potasse, la magnésie en est immédiatement précipitée à raison de l'affinité plus forte de l'acide sulfurique pour la potasse. On la lave alors dans une suffisante quantité d'eau et on la fait sécher.

Propriétés. La magnésie ainsi obtenue est une poudre blanche, très-douce au toucher, inodore, et sans saveur bien sensible. Sa pesanteur spécifique est d'environ 2,3 *. Elle verdit les couleurs bleues végétales les plus délicates, telles, par exemple, que celle des pétales de mauve.

Composition. Davy réussit à décomposer la magnésie par le même moyen qu'il venait d'employer sur les autres terres alcalines. En soumettant à l'action galvanique, en contact avec le mercure, la magnésie humectée, la terre est réduite, et sa base s'amalgame avec le mercure, beaucoup plus lentement cependant que celles des autres terres alcalines; ce qui est probablement dû à ce que la magnésie est insoluble dans l'eau. L'effet a lieu beaucoup plus rapidement lorsqu'on substitue le sulfate de magnésie mouillé à la terre pure. Davy donna à la base de la magnésie, ainsi obtenue, le nom de *magnesium*.

Magnésium. Le magnésium est un métal solide, blanc, ayant l'aspect de l'argent. Il tombe rapidement au fond de l'eau, et par conséquent, il est considérablement plus lourd que ce liquide. Lorsqu'on distille l'amalgame de magnésium dans un tube de verre rempli de vapeur de naphte, le métal paraît agir sur le verre, avant que le mercure en ait été séparé en totalité: il est, par cette raison, difficile de l'obtenir à l'état de pureté. Exposé à l'air, il absorbe rapidement l'oxigène et se convertit en magnésie. Il décompose l'eau, dont il sépare l'hydrogène pour se combiner avec son oxigène, mais cette décomposition ne s'opère pas aussi rapidement qu'avec les autres métaux obtenus des terres alcalines, ce qui provient sans doute de l'insolubilité de la magnésie dans l'eau. Mais si ce liquide est acidulé avec l'acide sulfurique, la décompo-

* Kirwan's Mineral. I, 8.

sition de l'eau et la conversion du magnésium en magnésie ont très-rapidement lieu *.

II. On ne connaît encore qu'une seule combinaison de magnésium et d'oxigène, la *magnésie*. Quoiqu'il n'ait pas été possible d'en déterminer les parties constituantes par des expériences directes, nous pouvons en établir les proportions de la même manière que pour la composition de la barite et de la strontiane.

Suivant Berzelius, le sulfate de magnésie est composé de Composition de la magnésie.

Acide sulfurique. . . .	100 . . .	5
Magnésie.	50,06 . .	2,51

D'où il est évident que le nombre équivalent pour la magnésie est 2,5. Il suit de plus, de ce qui a été établi dans les sections qui précèdent, que 50 parties de magnésie contiennent 20 parties d'oxigène, de sorte que la magnésie consiste en

Magnésium.	60
Oxigène.	40

En partageant 2,5 dans le rapport de 60 à 40, on a pour la composition de la magnésie :

Magnésium.	1,5	100 3
Oxigène.	1,0	66,6. . . . 2

III. La magnésie, chauffée dans le gaz chlore, abandonne son oxigène pour se combiner avec le chlore ; elle est ainsi convertie en *chlorure de magnésium*. Davy, qui a opéré le premier cette conversion de la magnésie, s'est assuré que pour chaque volume de gaz oxigène dégagé, il y avait 2 volumes de gaz chlore absorbés ; d'où il suit que ce chlorure est un composé de 1 atôme de chlore, et de 1 atôme de magnésium, ou, en poids, de Chlorure.

Chlore.....	4,5....	75....	100.
Magnésium.	1,5....	25....	33,3.

La substance, anciennement connue sous le nom de *muriate de magnésie*, n'est autre chose qu'une combinaison de ce chlorure avec l'eau. Ce sel existe dans les eaux de la mer,

* Davy's Electro-chemical Researches on the decomposition of the Earths, etc. Phil. Trans. 1808.

dans plusieurs eaux minérales, particulièrement dans celle de Lymington dans le Hampshire. Il fut décrit, pour la première fois, par M. Brown, dans les transactions philosophiques pour 1723 [1]; mais sa nature, et particulièrement celle de sa base, ne furent connues que long-temps après, par les expériences de Black et de Margraff. Bergman publia depuis une description de ce sel [2]. Comme il se trouve en abondance dans la nature, on le fait rarement par le moyen de l'art : on peut néanmoins se le procurer, en dissolvant du carbonate de magnésie dans l'acide hydrochlorique, et en évaporant la dissolution jusqu'à consistance convenable.

Propriétés. L'hydrochlorate de magnésie cristallise difficilement. Bergman parvint à l'obtenir en cristaux, en faisant évaporer, par une très-grande chaleur, sa dissolution jusqu'à un degré convenable de concentration ; et alors, il l'exposait subitement au froid. Il s'y déposait de petits cristaux en aiguilles [3]. Sa pesanteur spécifique est 1,601 [4].

La saveur de l'hydrochlorate de magnésie est extrêmement amère, chaude et piquante. Il exige au-delà de la moitié de son poids d'eau pour s'y dissoudre; car lorsqu'il est exposé à l'air, il en attire, jusqu'aux 0,66 de son poids, l'humidité, et s'y résout en liquide [5]. Sa dissolubilité dans l'alcool augmente en raison du degré de force de ce liquide. L'alcool de 0,817 en dissout la moitié de son poids, et l'alcool de 0,900, $\frac{1}{4}$ seulement [6]. Une dissolution saturée de ce sel se forme promptement en gelée, qui se convertit, lorsqu'on y verse de l'eau chaude, en une masse spongieuse, insoluble, même dans l'acide hydrochlorique [7].

L'hydrochlorate de magnésie, exposé à l'air, y devient très-promptement déliquescent; lorsqu'il est fortement chauffé, l'eau qu'il contient est décomposée. Son hydrogène s'unit au chlore, et se dégage à l'état de gaz acide hydrochlorique; et son oxigène convertit le magnésium en magnésie. De toutes les analyses qu'on a faites de ce sel, dans la supposition qu'il

---

[1] Phil. Trans. XXXII, 348.
[2] Opusc. I, 382.
[3] Bergman, I, 382.
[4] Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 12.
[5] Opusc. de Bergman. I, 136.
[6] Kirwan, sur les Eaux minérales, p. 274.
[7] Bergman. I, 382.

était formé d'acide hydrochlorique et de magnésie, c'est celle de Wenzel qui est de beaucoup la plus exacte. Suivant lui, ses parties constituantes sont :

Acide hydrochlorique. . . .	57.
Magnésie.	43.
	100.

En faisant les corrections nécessaires, ces nombres donnent la composition du chlorure comme suit :

Chlore	74,2.
Magnésium. . . .	25,8.
	100,0.

Or, ces nombres ne diffèrent pas beaucoup de ceux présentés ci-devant, comme établissant la composition réelle du chlorure.

IV. On ne connaît point encore d'iodure de magnésium. En chauffant ensemble l'iode, la magnésie et l'eau, on obtient une matière insoluble de couleur puce, que Gay-Lussac, à qui nous sommes redevables de cette expérience, considère comme un *iodure de magnesium* *. En dissolvant la magnésie dans l'acide hydriodique, il se forme un sel déliquescent, qui est vraisemblablement un composé d'iodure de magnésium et d'eau ; mais s'il en est ainsi, l'eau est décomposée par l'application de la chaleur ; il se dégage de l'acide hydriodique, et la magnésie reste.

V. On n'a point encore obtenu la combinaison du magnésium avec le fluor, l'azote et les combustibles simples.

FAMILLE II.

Les substances qui appartiennent à cette famille, sont au nombre de cinq, savoir :

1. L'yttrium.
2. Le glucinium.
3. L'aluminium.
4. Le zircononium.
5. Le thorinium.

Les composés que ces corps forment avec l'oxigène sont blancs, et dans les acides les dissolutions de ces oxides sont incolores. Il a été jusqu'à présent impossible de les réduire, en quantité quelconque, à l'état métallique. Ils sont insolubles

* Ann. de chim., XCI, 64.

dans l'eau, et n'altèrent, en aucune manière, les couleurs bleues végétales. C'est par cette raison qu'on les distinguait autrefois en chimie par la dénomination de *terres pures*.

SECTION PREMIÈRE.

De l'Yttrium.

Histoire. Le capitaine Arhenius découvrit, vers la fin de 1787, dans le canton d'Ytterby, en Suède, un minéral particulier différent de tous ceux jusqu'alors décrits par les minéralogistes. Sa couleur est d'un noir verdâtre, et sa cassure ressemble à celle du verre. Ce minéral agit sensiblement sur le barreau aimanté, et il est en général trop dur pour être attaqué par le couteau. Il est opaque; mais réduit en fragmens, il transmet quelques rayons jaunes. Sa pesanteur spécifique est 4,237. Geyer publia, en 1788, une description de ce minéral dans les Annales de Crell, et Rinman en fit mention à la même époque dans son Dictionnaire des Mineurs.

Le professeur Gadolin avait trouvé, en analysant ce minéral en 1794, qu'il contenait une terre nouvelle; mais quoique son analyse eût été publiée dans les Transactions de Stockholm pour 1794, et dans les Annales de Crell pour 1796, ce ne fut qu'en 1797 qu'Ekeberg, après l'avoir répétée et en avoir obtenu les mêmes résultats, reconnut comme lui, la présence dans ce minéral, d'une terre nouvelle, à laquelle il donna le nom d'*yttria*[2]. Les conclusions de ces chimistes sur l'existence de cette terre furent confirmées par les expériences de Vauquelin, en 1800[3], et à-peu-près dans le même temps par celles de Klaproth[4]. En 1802[5], Ekeberg publia une nouvelle dissertation sur ce sujet dans les Transactions de Suède pour ladite année. Depuis cette époque, il a été fait de nouvelles recherches sur l'yttria par Berzelius, qui a fait voir que telle qu'elle avait été examinée par Gadolin et Eke-

[1] Gadolin, *Crell's Annals*. 1796. I, 313. — Vauquelin, *Ann. de Chim*. XXXVI, 146. — Klaproth's, Beitrage. III, 58.
[2] Crell's Annals. 1799. II, 63.
[3] Ann. de Chim. XXXVI, 143.
[4] *Ibid*. XXXVII, 86; et Beitrage. III, 52.
[5] Klongl. Vetenskaps Acad. nya Handlingar, 1802, p. 68, et, Jour. de Chim. III, 78.

berg, elle n'était pas pure. Il a réussi lui-même à la séparer de la plus grande partie du cerium qui en altérait la pureté, et il a décrit ses propriétés [1].

Préparation. I. On n'a trouvé jusqu'à présent l'yttria que dans le minéral noir appelé *gadolinite*, parce que ce fut Gadolin qui l'analysa le premier. L'yttria y est combinée avec l'oxide noir de fer, et avec la terre appelée silice. On rencontre aussi l'yttria dans l'yttrotantalite qui, d'après la description qu'en a donnée Ekeberg, est un composé de tantale et d'yttria. Mais ces minéraux ne se trouvent l'un et l'autre que dans le canton d'Yterby, en Suède; et c'est du premier, qui est le plus commun, qu'on obtient l'yttria. On traite le minéral réduit en poudre avec un mélange d'acides nitrique et hydrochlorique, jusqu'à ce qu'il soit complétement décomposé. On filtre la dissolution après l'avoir préalablement évaporée presque jusqu'à siccité, et ensuite étendue d'eau. La silice s'en sépare; et après avoir évaporé jusqu'à siccité la liqueur filtrée, on tient pendant long-temps le résidu chauffé au rouge dans un vaisseau fermé; on le redissout ensuite dans l'eau, et on filtre de nouveau la dissolution, qui passe incolore. On la traite alors par l'ammoniaque, et l'yttria est précipitée, en état de mélange avec de l'oxide de cerium. On chauffe au rouge le précipité, on le dissout dans l'acide nitrique, on évapore à siccité pour chasser l'excès d'acide. On l'étend alors de 150 parties d'eau, on verse dans cette liqueur du sulfate de potasse en cristaux. Ces cristaux s'y dissolvent peu-à-peu, et au bout de quelques heures, il se forme un précipité blanc; ce précipité contient l'oxide de cerium. On répète l'opération jusqu'à ce qu'on se soit assuré qu'on a séparé cet oxide. On filtre alors la liqueur, et on précipite l'yttria avec de l'ammoniaque pure. On lave bien le précipité, et on le chauffe au rouge [2].

Propriétés. L'yttria, ainsi obtenue, est une poudre fine blanche, sans saveur ni odeur; elle n'altère point les couleurs bleues végétales. Elle pèse beaucoup plus qu'aucune des autres terres, sa pesanteur spécifique étant, suivant Ekeberg, de 4,842.

L'yttria est insoluble dans l'eau, qu'elle peut cependant,

[1] Annals of Philosophy, III, 359. Afhandlingar i Fysik, Kemi och Mineralogi. IV, 217, 235.

[2] Berzelius; Afhandlingar. IV, 223.

ainsi que l'alumine, retenir en grande proportion. Klaproth s'est assuré que l'yttria précipitée de l'acide hydrochlorique par l'ammoniaque, et séchée à une basse température, diminue de 31 parties sur 100, ou de presque le tiers de son poids, lorsqu'elle est chauffée au rouge dans un creuset. Or cette perte consiste entièrement dans l'eau qui s'en est dégagée.

Le carbonate d'ammoniaque, et tous les autres carbonates alcalins, dissolvent facilement l'yttria, qui n'attaquent point les alcalis purs. Cette terre se combine avec les acides, et forme ainsi des sels dont la saveur est tout-à-la-fois sucrée et astringente.

L'yttria n'éprouve aucune action de la lumière, et il est probable qu'elle ne se combine point avec l'oxigène. Il ne paraît pas non plus, d'après les expériences de Klaproth, qu'elle s'unisse facilement avec le soufre, ni même probablement à aucun des autres corps combustibles simples.

Yttrium. Davy reconnut, qu'en faisant passer du potassium à travers l'yttria rouge de feu, le métal est converti en potasse, et on aperçoit des particules d'un gris métallique en état de mélange avec l'alcali. Ces particules sont probablement l'yttrium réduit à l'état métallique.

II. Quoique l'yttrium n'ait point été examiné dans l'état de métal, et qu'il n'ait point été fait d'expériences directes sur la proportion d'oxigène avec laquelle il se combine lorsqu'il est converti en yttria, nous pouvons cependant parvenir, par les mêmes moyens, dont nous nous sommes servi dans les trois dernières sections, pour connaître la composition de la baryte, de la strontiane et de la magnésie, à déterminer aussi la sienne.

Il paraît, d'après les expériences de Berzelius, que le sulfate d'yttria est composé de poids égaux d'acide et de base*. Ainsi le nombre équivalent pour l'yttria, doit être le même que celui pour l'acide sulfurique, c'est-à-dire 5. Il suit de cette expérience, que 100 parties d'yttria doivent contenir 20 d'oxigène, de sorte qu'il est formé de

Yttrium....	80....	4.....	100
Oxigène....	20....	1.....	25

* Afhandlingar. IV, 256.

L'yttria est donc composée de 1 atôme d'yttrium et de 1 atôme d'oxigène, et le poids d'un atôme d'yttrium est 4.

SECTION II.

Du Glucinium.

Histoire.

Le béril est une pierre transparente de couleur verte, et d'une très-grande dureté. On la trouve cristallisée dans les montagnes de la Sibérie et dans plusieurs autres contrées. Vauquelin analysa ce minéral en 1798, sur l'invitation de M. Haüy, qui, d'après toutes les considérations minéralogiques, lui trouvait une conformité parfaite avec l'émeraude. Les résultats de l'analyse furent la confirmation des conjectures de M. Haüy, et la découverte d'une terre nouvelle, à laquelle on donna le nom de *glucine* [1]. Les expériences de Vauquelin ont été répétées par Klaproth [2], ainsi que par d'autres chimistes distingués.

Préparation de la glucine.

Pour obtenir la glucine pure, on fait fondre le béril, ou l'émeraude réduite en poudre, avec trois fois son poids de potasse. On délaie la masse dans l'eau, on la dissout dans l'acide hydrochlorique, et on évapore à siccité. On lave le résidu à grande eau, et on met le tout sur un filtre; la silice, qui constitue plus de la moitié du poids de la pierre, y reste, et la glucine, ainsi que les autres terres combinées avec l'acide hydrochlorique, sont retenues en dissolution dans l'eau de lavage. On les en précipite par le carbonate de potasse; on lave ensuite le précipité qu'on dissout dans l'acide sulfurique. On ajoute à la dissolution, du sulfate de potasse; on la fait évaporer ensuite jusqu'à consistance convenable, et on la laisse cristalliser. Il se forme dans la liqueur des cristaux d'alun; lorsqu'on en a obtenu autant que possible, et qu'elle n'en donne plus, on y verse du carbonate d'ammoniaque en excès; on filtre alors et on fait bouillir le liquide pendant quelque temps; il s'en sépare peu-à-peu une poudre blanche qui est la *glucine*.

Propriétés.

La glucine, ainsi extraite, est une poudre blanche, légère,

[1] Ann. de Chim. XXVI, 155.
[2] Beitrage. III, 215.

douce au toucher, sans saveur ni odeur, ayant la propriété d'adhérer fortement à la langue. Elle n'a aucune action sur les couleurs végétales. Sa pesanteur spécifique est de 2,976 [1].

La glucine est insoluble dans l'eau; mais elle forme, avec une petite quantité de ce liquide, une pâte qui a un certain degré de ductilité. Elle ne se combine point avec l'oxigène, ni avec aucune des substances combustibles simples : mais l'acide hydro-sulfurique la dissout, et il en résulte un hydro-sulfure, semblable par ses propriétés aux autres composés du même genre [2].

La glucine a de commun avec l'alumine qu'elle se dissout, comme cette terre, dans les alcalis fixes liquides. Elle a du rapport avec l'yttria en ce que, comme celle-ci, n'étant pas soluble dans l'ammoniaque, elle l'est dans le carbonate d'ammoniaque; mais cette faculté de dissolubilité par le carbonate d'ammoniaque est cinq fois plus considérable dans la glucine que dans l'yttria.

La glucine se combine avec tous les acides, et ces combinaisons forment des sels à saveur sucrée [3], comme le sont aussi ceux qui résultent des combinaisons de l'yttria.

Glucinium. II. Il y a lieu de conclure des expériences de Humphry Davy que la glucine est, comme l'yttria, un oxide métallique. Lorsqu'on chauffe la glucine avec le potassium, le métal est converti en potasse, avec laquelle on observe, qu'il y a des particules grises d'apparence métallique, mélangées. Lorsqu'on met ces particules dans l'eau, elles dégagent lentement de l'hydrogène, et sont converties en glucine.

Suivant Berzelius [4], le sulfate de glucine consiste dans

Acide.	100.	5
Glucine. . . .	64,1.	3,205

Ainsi le nombre équivalent pour la glucine est 3,25. De plus, 64 de glucine doivent contenir 20 parties d'oxigène; donc la glucine se compose de

Glucinium. . . .	44. . . .	100
Oxigène.	20. . . .	45,45

---

[1] Ekeberg, *Ann. de Chim.* XLIII, 277.
[2] Fourcroy. II, 159.
[3] D'où l'on a tiré le nom de *glucine*, de γλυκυς, doux.
[4] Attempt to establish a pure scientific system of mineralogy. p. 134.

En divisant le nombre 3,25 dans le rapport de 100 à 46, la composition de la glucine sera

Glucinium.	2,25.	100
Oxigène.	1,00.	44,4

Ce qui fait voir que la glucine est formée de 1 atome de glucinium et de 1 atome d'oxigène, et que le poids d'un atome de glucinium est 2,25.

SECTION III.

De l'Aluminium.

I. L'alun est un sel qui fut bien connu des anciens. Ils l'employaient dans la teinture; mais ils ignorèrent quelles en étaient les parties composantes. Les alchimistes découvrirent que ce sel est une combinaison d'acide sulfurique, et d'une terre dont ils ne purent distinguer la nature. Stahl et Neumann la confondirent avec la chaux; mais Geoffroy jeune prouva, en 1728, que c'était une erreur, et que la terre de l'alun était une des parties constituantes de l'argile[1]. En 1754, Margraff fit voir que la base de l'alun était une terre d'une nature particulière, différente de toutes les autres, et formant un ingrédient essentiel dans les argiles dont elle déterminait les propriétés caractéristiques[2]. On donna en conséquence le nom d'*argile* à cette terre, que Morveau appela depuis *alumine*, parce que ce fut de l'alun qu'il parvint à l'obtenir dans l'état de plus grande pureté. Les propriétés de l'alumine furent examinées avec plus d'étendue par Macquer, en 1758, et 1762[3], par Bergman en 1767 et 1771[4], et par Schéele en 1776[5]. Beaucoup d'autres chimistes encore contribuèrent par leurs recherches à la connaissance complète de cette terre, sur laquelle Saussure le jeune publia, en 1801[6], un traité très-intéressant. Histoire.

[1] Mém. Par. 1728, p. 303.
[2] Mém. Berlin. 1754 et 1759. Margraff. II, 1.
[3] Mém. Par.
[4] Bergman. I, 287; et V, 71.
[5] Schéele. I, 191. Traduct. française.
[6] Journ. de Phys. LII, 280.

Préparation de l'alumine.

On peut obtenir l'alumine en versant de l'ammoniaque dans une dissolution d'alun dans l'eau, jusqu'à ce que la liqueur ne précipite plus. On la décante alors, et après avoir lavé à grande eau le précipité, on le fait sécher. C'est l'*alumine*. Cette terre n'est pas alors, à-la-vérité, dans un état de pureté absolue; elle retient encore une portion de l'acide sulfurique qui était combiné avec elle dans l'alun; mais on peut la rendre passablement pure, si elle a été séparée par des lavages suffisans de toute la potasse, en l'exposant à une forte chaleur dans un creuset de platine; car, à une température élevée, l'acide sulfurique doit être presque complètement chassé.

La terre ainsi obtenue, est dans deux états très-différens, selon la manière dont elle a été précipitée. Si le sel terreux a été dissous dans la moindre quantité d'eau possible, l'alumine a l'apparence d'une terre blanche, légère, friable, très-spongieuse, et s'attachant fortement à la langue. Dans cet état, Saussure la distingue par la dénomination d'*alumine spongieuse*.

Mais si le sel a été dissous à grande eau, l'alumine obtenue est en masse jaunâtre, transparente, cassante, et s'éclatant en morceaux à la manière d'un canon de cuivre qu'on serre fortement dans la main. Sa cassure est lisse et conchoïdale. Elle n'adhère point à la langue, et n'a rien de l'aspect ordinaire d'un corps terreux. Dans cet état, Saussure l'appelle *alumine gélatineuse*[1].

Propriétés.

L'alumine a peu de saveur, elle n'a point d'odeur lorsqu'elle est pure; mais si elle contient de l'oxide de fer, ce qui arrive souvent, elle exhale, lorsqu'on souffle dessus, une odeur particulière, qu'on distingue par le nom d'*odeur argileuse*[2]. Cette odeur est très-sensible dans les argiles communes. La pesanteur spécifique de l'alumine est de 2,00[3].

Sa contraction par la chaleur.

En chauffant l'alumine, on lui fait perdre peu-à-peu de son poids, par l'évaporation d'une partie de l'eau avec laquelle elle est ordinairement combinée : son volume diminue en même-temps considérablement.

L'alumine spongieuse se dépouille très-promptement de

---

[1] Journ. de Phys. LII, 290.
[2] Saussure, Journ. de Phys. LII, 287.
[3] Kirwan's Miner. I, 1.

son humidité, que l'alumine gélatineuse retient au contraire avec beaucoup de force. L'alumine spongieuse, chauffée au rouge, perd 0,58 parties de son poids, et la gélatineuse 0,43 seulement. Cette perte, qui ne s'élève, pour l'alumine spongieuse, qu'à 0,58, lorsqu'on l'expose à une chaleur de 130° de Wedgevood, n'est, pour l'alumine gélatineuse, à la même température, que de 0,4825. Saussure a cependant fait voir que ces deux espèces, lorsqu'elles ont été l'une et l'autre séchées à la température de 16° centigrades, contiennent des proportions égales d'eau.

Aluminium.

Davy, en faisant traverser par du potassium l'alumine chauffée au blanc, couverte en partie d'une couche considérable de cette terre en potasse, et cette potasse présentant, en mélange avec elle, des particules grises métalliques. Ces particules mises en contact avec l'eau, s'y convertissent avec effervescence en alumine. En faisant fondre, par le galvanisme, un globule de fer en contact avec de l'alumine humectée, il forme un alliage avec l'aluminium. Cet alliage fait lentement effervescence dans l'eau, en y reconvrant d'une poussière blanche. Davy donna le nom d'*aluminium* à cette base métallique[1].

H. Berzelius[2] donne au sulfate d'alumine

Acide sulfurique.	100.	5
Alumine.	42,722.	2,115

D'où il suit que le nombre équivalent pour l'alumine est 2,115. Nous le considérons comme étant 2,125. De plus, 42,722 parties d'alumine doivent contenir 20 parties d'oxigène, ainsi la composition de l'alumine est :

Aluminium.	22,722
Oxigène.	20

Ou en partageant 2,125 dans la proportion de ces nombres,

Aluminium.	1,125
Oxigène.	1

Il paraît donc que l'alumine est formée de 1 atôme aluminium et de 1 atôme oxigène, et qu'un atôme d'aluminium pèse 1,125.

[1] Journ. de Phys. LII, 287.
[2] Elements of chemical Philosophy, p. 355.
[3] Ann. de Chim. LXXXII, 14.

SECTION IV.

Du Zircohium.

Histoire. PARMI les pierres précieuses qui viennent de l'île de Ceylan, il en est une appelée *jargon* ou *zircon*, dont les propriétés sont les suivantes.

Elle varie dans sa couleur qui est grise, d'un blanc verdâtre, jaunâtre, d'un brun rougeâtre, et violette. Elle est souvent cristallisée, soit en prismes quadrangulaires à angles droits terminés par des pyramides, soit en octaèdres contistant en doubles pyramides quadrangulaires. Elle a généralement, au moins à l'intérieur, un grand éclat. Elle est le plus ordinairement demi-transparente. Sa dureté est de 10 à 16, et sa pesanteur spécifique de 4,416 à 4,7 [1].

Elle perd à peine de son poids lorsqu'elle est mise à l'état de fusion par la chaleur. Klaproth, qui en fit l'analyse en 1789, trouva qu'une quantité de 300 grammes de cette substance, tenue ainsi pendant une heure et demie, n'avait diminué que de 5 centigrammes [2]. Cette substance n'est point attaquable par les acides hydrochlorique ou sulfurique, même à l'aide de la chaleur. Enfin, après avoir calcinée avec une grande quantité de soude, et l'avoir ensuite dissoute dans l'acide hydrochlorique, Klaproth trouva que, sur cent parties, elle contenait 31,5 de silice, 0,5 d'un mélange de nickel et de fer, et 68 d'une terre nouvelle, jouissant de propriétés particulières, et qui a reçu le nom de *zircone* de celui du minéral dans lequel on en a reconnu la présence.

Le jargon de Ceylan, ou zircon, étant une pierre extrêmement rare, il était difficile de répéter l'analyse de Klaproth, et de vérifier sa découverte. Il publia, en 1795, l'analyse qu'il venait de faire de l'*hyacinthe*, autre minéral de la même île, dans lequel il avait reconnu la même terre en grande proportion, en annonçant l'espoir que l'obstacle qui s'était jusqu'alors opposé à la confirmation de ses expériences,

[1] Kirwan's Miner. I, 333.
[2] Journ. de Phys. XXXVI, 180.

allait cesser, puisqu'on pourrait les faire sur cette pierre plus commune [1]. Cette analyse de Klaproth porta, en 1796, Guyton-Morveau à examiner les hyacinthes qui se trouvent dans le ruisseau nommé *louziou pégoulioui*, qui traverse le bourg d'Espally en France; et il s'assura que ces hyacinthes étaient d'une nature absolument semblable à celles de l'île de Ceylan, et contenaient la proportion de zircone indiquée par Klaproth [2]. Ces expériences furent répétées bientôt après, et les propriétés de la terre nouvelle furent recherchées avec encore plus d'étendue par Vauquelin [3].

Préparation de la zircone.

La zircone n'a encore été trouvée jusqu'à présent que dans le zircon, et dans l'hyacinthe. On peut l'en obtenir pure de la manière suivante. On fait fondre dans un creuset un mélange du minéral réduit en poudre avec trois fois son poids de potasse. On lave la masse fondue dans de l'eau pure jusqu'à ce qu'elle en ait séparé toute la potasse. Le résidu de ce lavage est alors dissous autant que possible dans l'acide hydrochlorique étendu : on fait bouillir cette dissolution pour que le peu de silice qu'elle pouvait retenir l'abandonne en se déposant : on la filtre alors, et on en précipite, par un alcali caustique, la zircone sous la forme d'une poudre blanche.

Propriétés.

La zircone ainsi préparée est une poudre blanche, sans saveur, sans odeur, et un peu rude au toucher, lorsqu'on la frotte entre les doigts. Elle est infusible au chalumeau, mais chauffée à un feu violent dans un creuset de charbon, elle acquiert une couleur grise; et, dans cet état de fusion imparfaite, elle a quelque chose de l'apparence de la porcelaine. Elle est alors devenue très-dure, insoluble dans les acides, et d'une pesanteur spécifique de 4,3.

La zircone est insoluble dans l'eau; mais elle a, pour ce liquide, une affinité très-forte. Lorsqu'après avoir été précipitée de sa dissolution, on la fait sécher lentement, elle retient environ les 0,33 de son poids d'eau, et prend une couleur jaune avec un certain degré de transparence, ce qui lui donne beaucoup de ressemblance avec la gomme arabique [4].

La zircone ne se combine ni avec l'oxigène, ni avec l'azote

---

[1] Beitrage, I, 231.
[2] Ann. de Chim. XXI, 72.
[3] *Ibid.* XXII; 158; et Journ. des Mines. An V; 97.
[4] Vauquelin, *Ann. de Chim*, XXII, 158.

ou les combustibles simples; mais elle a une forte affinité pour plusieurs oxides metalliques, spécialement pour l'oxide de fer, dont il est très-difficile de la séparer.

Elle est insoluble dans les alcalis liquides, et ne se fond point avec eux par la chaleur; mais elle se dissout dans les carbonates alcalins.

Zirconium. Davy obtint le zirconium en soumettant la zircone aux mêmes expériences que les autres terres déjà décrites; et il reconnut avec la même évidence la nature métallique de sa base à laquelle il donna le nom de *zirconium*.

Il n'a point encore été fait d'analyses exactes des sels à base de zircone. Nous n'avons pas de données satisfaisantes pour pouvoir déterminer son nombre *équivalent*, et pour en déduire sa composition. Cependant les analyses qu'ont publiées Klaproth et Vauquelin, nous porteraient à considérer ce nombre équivalent, comme étant 5,625, et dans cette supposition, la zircone est composée de

Zirconium. . .	4,625. . .	100.
Oxigène	1, ...	23,78.

On peut employer ces nombres comme approximation, jusqu'à ce que nous puissions être en état de les déterminer avec plus de précision.

SECTION V.

Du Thorinium.

Histoire. Ce métal fut découvert par Berzelius, lorsqu'il s'occupait, en 1815, de l'analyse de la gadolinite de Korarvet; mais comme il ne reconnut cette substance que dans un seul échantillon et en très-petite quantité, il ne crut pas devoir en faire mention dans son mémoire sur la gadolinite, publié dans le quatrième volume de l'Afhandlingar; mais dans l'examen qu'il fit avec Gahn, dans l'été de 1816, des minéraux qui se trouvent dans les environs de Fahlun, il reconnut encore l'existence de ce métal dans deux minéraux nouveaux, le *deutofluate de cerium*, et le *fluate double de cerium et d'yttria*; mais la présence du métal dans ces minéraux n'était qu'accidentelle, ainsi que cela avait été reconnu pour la gadolinite de Korarvet; et ce que Berzelius

put en obtenir, s'élevait à peine en tout à un demi-gramme. Il fit cependant insérer dans le cinquième volume de l'Afhandlingar, un mémoire présentant la description des propriétés de ce métal, autant qu'il lui avait été possible de les reconnaître; et c'est de ce mémoire que j'ai extrait ce que je vais en exposer ici*.

Berzelius n'obtint que l'oxide du nouveau métal; et comme il est blanc, et ne pouvant être réduit au moyen du charbon, il se rapporte aux terres dans ses propriétés. Berzelius distingua cet oxide par le nom de *thorine*, et il le classe avec la zircone.

Préparation. On peut obtenir la thorine des minéraux qui contiennent le protoxide de cerium et d'yttria, en opérant ainsi qu'il suit. On précipite le fer par le succinate d'ammoniaque; mais si la thorine est bien en effet, lorsqu'elle est seule, séparée par ce sel, il n'en est pas ainsi, quand elle se trouve en état de mélange avec les autres corps qui existent dans les fluates de cerium et d'yttria. Après que le fer a été séparé, on précipite le cerium par le sulfate de potasse. Par l'ammoniaque caustique, on précipite alors ensemble la thorine et l'yttria : on fait dissoudre ce mélange dans l'acide hydrochlorique, et après avoir fait évaporer la dissolution à siccité, on verse sur le résidu de l'eau bouillante qui se charge de la plus grande partie de l'yttria. On dissout la partie restante du résidu dans les acides hydrochlorique ou nitrique, et on évapore la dissolution, jusqu'à ce qu'elle soit devenue neutre aussi exactement que possible; on y verse ensuite de l'eau, qu'on fait bouillir un instant; la thorine se précipite, et la dissolution contient de l'acide libre : en saturant cet acide, et en faisant bouillir une seconde fois, il se produit un nouveau précipité de thorine.

Propriétés. La thorine, séparée par le filtre, a l'apparence d'une masse gélatineuse demi-transparente; lavée et séchée, elle devient blanche. Elle absorbe l'acide carbonique, et se dissout dans les acides avec effervescence. Elle conserve, même après avoir été calcinée, sa couleur blanche; et lorsqu'elle n'a été soumise qu'à une chaleur modérée, elle continue d'être aisément soluble dans l'acide hydrochlorique; mais après

* A translation of the paper will be found in the annals of Philosophy. IX, 452.

qu'on lui a fait éprouver une chaleur violente, il faut qu'elle soit mise en digestion dans l'acide hydrochlorique concentré pour être dissoute. Cette dissolution est jaunâtre; mais elle devient incolore lorsqu'elle est étendue d'eau. Si la thorine est en état de mélange avec l'yttria, elle se dissout plus aisément après avoir été chauffée.

Les dissolutions neutres de thorine ont une saveur purement astringente, qui n'est ni sucrée, ni saline, ni amère, ni métallique; elle diffère, par cette propriété, de toutes les autres terres, excepté la zircone.

La thorine, dissoute dans l'acide sulfurique avec un léger excès d'acide, donne, par l'évaporation de cette liqueur, des cristaux transparens d'une saveur fortement stipique, et qui ne s'altèrent point à l'air. L'eau mère qui reste après la formation de ces cristaux ne retient que très-peu de thorine. Ces cristaux se décomposent dans l'eau; il se précipite un soussulfate, et il reste en dissolution un sursulfate. Cette dissolution ne précipite point par l'ébullition; il ne se produit pas non plus de précipité par une addition de sulfate de potasse, à cette dissolution ou à l'hydrochlorate de thorine.

La thorine se dissout très-aisément dans l'acide nitrique. Mais après avoir été chauffé au rouge, l'acide nitrique ne la peut dissoudre qu'à l'aide d'une ébullition prolongée. La dissolution dans cet acide ne fournit pas de cristaux, mais elle produit une masse mucilagineuse, qui devient plus liquide par son exposition à l'air, et qui, évaporée à une douce chaleur, donne pour résidu une masse blanche opaque, semblable à l'émail, et très-peu soluble dans l'eau. Lorsqu'on fait bouillir la dissolution neutre du nitrate de thorine, une grande partie de cette terre se précipite. Une légère calcination laisse à la terre sa couleur blanche, de sorte qu'on peut la considérer comme n'étant pas susceptible d'un plus haut degré d'oxidation.

La thorine se dissout dans l'acide hydrochlorique de la même manière que dans l'acide nitrique. La dissolution ne cristallise pas. En l'évaporant à une chaleur ménagée, elle se réduit en une masse sirupeuse, qui, loin d'être déliquescente à l'air s'y dessèche, devient blanche comme l'émail, et ne se dissout ensuite dans l'eau qu'en très-petite quantité. Ce qui reste est un sous-sel. La dissolution hydrochlorique de cette terre, lorsqu'elle n'est pas trop acide, étant étendue d'eau

et bouillie, laisse déposer la thorine en plus grande partie.

Lorsqu'on fait évaporer à une forte chaleur, le nitrate ou l'hydrochlorate de thorine, cette évaporation laisse sur les bords du vase une pellicule blanche, opaque, ayant l'apparence de l'émail, et qui se manifeste d'une manière très-distincte, lorsqu'on fait passer de la liqueur sur les parois du verre. Cet effet est un signe très-caractéristique de cette terre.

La thorine se combine rapidement avec l'acide carbonique. Les précipités produits par l'ammoniaque caustique ou en faisant bouillir des dissolutions neutres de la terre, absorbent, en se desséchant, l'acide carbonique de l'air. Les carbonates alcalins précipitent la terre combinée avec la totalité de leur acide.

Action des réactifs.

La thorine est précipitée par l'oxalate d'ammoniaque en une matière blanche, volumineuse, insoluble dans l'eau et dans les alcalis caustiques.

Le tartrate d'ammoniaque donne lieu à un précipité blanc, qui se redissout et ne devient permanent que lorsqu'on a ajouté une quantité suffisante de ce sel. Ce précipité est redissous par l'ammoniaque caustique. L'ébullition en chasse l'ammoniaque; mais la terre ne se précipite qu'à un certain degré de condensation de la liqueur, par évaporation. Elle se dépose alors, sous la forme d'une masse gélatineuse, presque transparente.

Le citrate d'ammoniaque ne produit aucun précipité, lors même qu'on ajoute de l'ammoniaque caustique; mais si la liqueur est chauffée à l'ébullition, la terre se précipite, en raison de ce que l'ammoniaque s'évapore.

Le benzoate d'ammoniaque produit un précipité blanc volumineux.

Avec le succinate d'ammoniaque il y a un précipité qui se redissout immédiatement. Si l'on en ajoute une quantité suffisante pour que le précipité ne se redissolve plus, et qu'on essaye d'en opérer la dissolution dans l'eau, il est décomposé. Une grande partie reste sans se dissoudre, sous la forme d'un sel avec excès de base; tandis que la liqueur contient la plus grande partie de l'acide, uni avec une petite portion de terre.

Le ferrocyanate de potasse précipite en blanc, et le précipité se dissout dans l'acide hydrochlorique.

Lorsque la thorine est nouvellement précipitée, la potasse

caustique et l'ammoniaque n'ont point d'action sur elle, même à la chaleur de l'eau bouillante.

Les carbonates de potasse ou d'ammoniaque liquides dissolvent une petite portion de la terre, et cette portion dissoute se précipite de nouveau lorsque la liqueur est sursaturée par un acide, et neutralisée alors par l'ammoniaque caustique ; mais la thorine est de toutes les autres terres celle qui est la moins soluble dans les carbonates alcalins.

La thorine, après avoir été exposée dans un creuset de charbon, au degré de chaleur qui opéra la réduction du tantale, n'avait éprouvé aucune altération dans ses propriétés, seulement cette terre s'était contractée dans ses dimensions, et était devenue un peu translucide.

La thorine ne se fond point au chalumeau. Mêlée avec le borax, elle se fond en un verre transparent qui, étant exposé à la flamme extérieure, devient opaque et laiteux. Avec le phosphate de soude elle se fond en une perle transparente. Elle est infusible avec la soude. Imbibée d'une dissolution de cobalt, elle se colore en un brun grisâtre.

Comment on la distingue des autres terres.

Cette terre nouvelle diffère de l'alumine par son insolubilité dans l'hydrate de potasse ; de l'ytria, par sa saveur purement astringente, sans mélange de saveur sucrée, et aussi par la propriété qu'ont ses dissolutions d'être précipitées par l'ébullition, lorsqu'elles ne sont pas avec trop grand excès d'acide. La thorine diffère de la zircone en ce que, 1° après avoir été chauffée au rouge, elle peut encore se dissoudre dans les acides ; 2° elle n'est pas précipitée de ses dissolutions par le sulfate de potasse, qui précipite la zicorne, de ses dissolutions, même, avec excès considérable d'acide ; 3° elle est précipitée par l'oxalate d'ammoniaque, qui ne produit pas le même effet à l'égard de la zircone ; 4° le sulfate de thorine cristallise aisément, tandis que le sulfate de zircone, en le supposant dépouillé d'alcali, forme, en se desséchant, une masse gélatineuse transparente, sans aucune tendance à la cristallisation.

FAMILLE III.

Cette famille renferme six substances, toutes de nature métallique, savoir :

1. Le fer.
2. Le nickel.
3. Le cobalt.
4. Le manganèse.
5. Le cerium.
6. L'urane.

Ces six substances se distinguent des autres métaux compris sous ce genre par deux propriétés. 1°. Leurs oxides ne peuvent être réduits à l'état métallique par la plus violente chaleur à laquelle on puisse les exposer; 2°. Lorsqu'ils sont dissous dans un acide, ils ne peuvent être précipités à l'état métallique, en plongeant dans la dissolution une verge de tout autre métal.

SECTION PREMIÈRE.

Du Fer.

Histoire.

I. Le fer, le plus abondant et le plus utile de tous les métaux, a été connu plus tard, et se travaille moins facilement que l'or, l'argent et le cuivre. C'est à l'histoire des peuples de l'Orient qu'il nous faut avoir recours pour y chercher les traces de la découverte de ce métal, comme nous y trouvons l'origine de presque tous les arts et de toutes les sciences. Les écrits de Moïse, qui vivait environ 1635 ans avant l'ère chrétienne, nous fournissent la preuve la plus complète que, dès cette époque, le fer était connu en Egypte et en Phénicie. Moïse parle en effet de fourneaux pour travailler le fer [1], de mines dont on parvenait à l'extraire [2]; et il nous dit qu'on faisait, avec ce métal, des épées [3], des couteaux [4], des haches [5] et des outils pour tailler les pierres [6]. Mais si l'on considère que la connaissance du fer avait été apportée de Phrygie en Grèce par les Dactyles [7], qui s'établirent dans la Crète sous le règne de Minos Ier, environ 1431 ans avant l'ère chrétienne, on pourra facilement juger que la découverte en avait eu lieu dans ces contrées bien des siècles avant la naissance de Moïse. Cependant, lors de la guerre de Troye, qui eut lieu deux cents ans

[1] Deut. IV, 20.
[2] *Ibid.* VIII, 9.
[3] Nomb. XXXV, 16.
[4] Lévit. I, 17.
[5] Deut. XVIII, 5.
[6] *Ibid.* XXVII, 5.
[7] Hésiode, cité par Pline. Liv. VII, c. 57.

après cette période, le fer était encore tellement estimé, qu'Achille proposa une boule de ce métal comme l'un des prix des jeux qu'il fit célébrer en l'honneur de Patrocle.

A cette époque, aucune de leurs armes n'avait encore été fabriquée en fer. Or, si les Grecs avaient fait, pendant l'espace de deux cents ans, si peu de progrès dans un art qu'ils avaient reçu des autres peuples, combien n'avait-il pas fallu de temps aux Egyptiens, aux Phrygiens, aux Chalybes, ou au peuple quelconque qui inventa le premier l'art de travailler le fer, pour avoir atteint le degré de perfection auquel nous voyons que cet art était parvenu du temps de Moïse?

Propriétés du fer.

1. Le fer est d'un blanc bleuâtre, avec un grand éclat lorsqu'il est poli. Il a, lorsqu'on le frotte, une odeur particulière, et il laisse sur la langue une impression stiptique très-marquée.

2. Sa dureté excède celle de la plupart des métaux; et il peut être rendu plus dur que le plus grand nombre des corps lorsqu'il est converti en acier. Sa pesanteur spécifique varie de 7,6 à 7,8 [1].

3. Il est attirable à l'aimant, et il est lui-même la substance qui constitue l'aimant; mais lorsque le fer est parfaitement pur, il ne conserve que pendant très-peu de temps la vertu magnétique.

4. Il est malléable à toute température, et cette propriété s'accroît à mesure que la température augmente. Il s'étend sous le marteau, mais on ne peut l'y réduire en feuilles aussi minces que l'or ou l'argent, ou même le cuivre. Sa ductilité cependant est plus parfaite; car on peut le tirer en fils au-moins aussi fins que les cheveux. Sa ténacité est telle qu'un fil de ce métal de deux millimètres de diamètre est capable de supporter, sans se rompre, un poids de 249,659 kilogr. [2].

5. Le fer est un des métaux les plus difficiles à fondre. Il exige, ainsi que le chevalier George M'kensie s'en est assuré,

[1] Kirwan's Min. II, 155. Le docteur Shaw porte la pesanteur spécifique du fer à 7,645. Shaw's Boyle. II, 345. Brisson à 7,788. Hatchett en a trouvé un échantillon à 7,700, on the *Alloys of gold*, p. 66. Swendenburg l'établit à 7,817. Suivant Mussenbroeck, le fer ecroui, ramolli par la chaleur, a une pesanteur spécifique de 7,600; de 7,733, lorsqu'il est écroui à chaud; et de 7,875, lorsqu'il est écroui à froid. Wasserberg. I, 168.

[2] Sickingen, *Ann. de Chim.* XXV, 9.

un degré de chaleur correspondant à 158° de Weedgewood [1]. Cette température étant à-peu-près la plus élevée qu'il soit possible de produire, on n'a eu aucun moyen de reconnaître le point où le métal fondu commence à entrer en ébullition et à se volatiliser. On n'a pu examiner non plus la forme de ses cristaux; mais il est bien connu que sa texture est fibreuse, c'est-à-dire, que sa cassure présente un grand nombre de filamens réunis ensemble en faisceaux.

II. Lorsque le fer est exposé à l'air, sa surface se ternit promptement. Il se change, peu-à-peu, en une poudre d'un jaune brun, connue sous le nom de *rouille*. Ce changement a lieu plus rapidement si l'atmosphère est humide; il est dû à la combinaison graduelle du fer avec l'oxigène de l'atmosphère, pour lequel il a une très-grande affinité. Sa combinaison avec l'oxigène.

Le fer a une affinité très-forte pour l'oxigène; il décompose l'eau. En tenant pendant quelque temps de la limaille de fer dans l'eau, pourvu que la température soit au-moins d'environ 18° centigrades, elle s'y convertit peu-à-peu en une poudre noire, et il s'en dégage du gaz hydrogène. Cet effet résulte de la décomposition lente de l'eau. Le fer se combine avec son oxigène, tandis que l'hydrogène s'échappe sous la forme de gaz [2]. Si l'on chauffe l'eau jusqu'à l'ébullition, sa décomposition est beaucoup plus rapide. On aperçoit très-sensiblement les bulles du gaz hydrogène s'élever de la surface du fer; on peut les recueillir en faisant cette expérience dans une cornue de verre qu'on remplit d'eau, après y avoir mis la limaille de fer, et dont on fait plonger le bec dans un vaisseau ouvert plein d'eau; cet appareil étant ainsi disposé, on chauffe jusqu'à l'ébullition. Si on fait passer de l'eau en vapeur à travers un tube de fer rougi, elle est à l'instant décomposée. L'oxigène se combine au fer, et le gaz hydrogène passe à travers le tube et peut être recueilli dans des vaisseaux convenables. C'est une des méthodes les plus faciles pour se procurer le gaz hydrogène pur [3].

Le fer peut même décomposer le potassium à une tempé-

---

[1] Nicholson's Journal. IV, 109.

[2] Ce fait fut connu de Bergman (Opusc. III, 959) et de Schéele (*on Fire*, p. 180.); mais Lavoisier en donna le premier l'explication.

[3] Lavoisier et Meusnier, *Mém. Par.* 1781, p. 269.

rature suffisamment élevée. Lorsqu'un fil de fer, garni de coton à son extrémité, est plongé dans le gaz oxigène lorsque le coton est enflammé, il prend feu et brûle avec un grand éclat.

On ne connaît, jusqu'à présent, que deux combinaisons du fer avec l'oxigène, en proportions différentes, formant deux oxides, le *protoxide* et le *peroxide*. Le protoxide est *noir*, et le peroxide est *rouge*.

Oxide noir. 1. On peut former le protoxide ou l'oxide *noir* de fer, de trois manières différentes :

1.° En laissant séjourner pendant un temps suffisant de la limaille de fer dans l'eau à la température de 21° centigrades; l'oxide ainsi produit est une poudre noire, autrefois d'un grand usage en médecine sous le nom d'*éthiops martial*, et que Lémery semble avoir examinée le premier [1]. 2.° En faisant brûler un fil de fer dans le gaz oxigène. Le fil de fer se fond à mesure qu'il brûle, et tombe en gouttes au fond du vaisseau qui doit être recouvert d'eau, le vaisseau étant de cuivre. Ces gouttes métalliques sont cassantes, très-dures, noirâtres, et conservent le brillant métallique. Lavoisier trouva, en examinant cet oxide ainsi obtenu en globules, que le fer y était à l'état d'éthiops [2]. Leur éclat est dû à la fusion qu'ils ont éprouvée; 3°. en dissolvant le fer dans l'acide sulfurique, et en ajoutant de la potasse à la dissolution, il se précipite une poudre verte, qui étant promptement séchée dans des vaisseaux fermés, prend l'aspect d'éthiops martial.

Composition. Cet oxide, lorsqu'il est pur, est une poudre noire sans saveur, insoluble dans l'eau; mais se dissolvant dans les acides avec lesquels il forme des dissolutions d'un vert pâle, et d'une saveur astringente douceâtre. Il peut se combiner avec l'eau, et cette combinaison est de couleur verdâtre sale; mais l'eau peut lui être très-facilement enlevée. On a fait

---

[1] Le meilleur procédé est celui de Rouver : après avoir mis de la limaille de fer à l'état de pâte par une addition suffisante d'eau, on expose la masse à l'air dans une terrine de grès. La pâte ne tarde point à s'échauffer, et l'eau disparaît. On ajoute une nouvelle quantité d'eau, et on continue ainsi par des additions successives d'eau sur la pâte, à mesure qu'elle se dessèche, jusqu'à oxidation complète. On réduit alors la masse en poudre, et on fait chauffer cette poudre dans un vaisseau de fer, jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement sèche, et en remuant continuellement. *Voy.* Ann. de Chim. XLIV, 329.

[2] Ann. de Chim. I, 19.

beaucoup d'expériences pour déterminer la proportion d'oxigène que cet oxide contient; on en présente ici les différens résultats:

Proust [1].	100 fer	+ 28 oxigène.
Hassenfratz [2].	100	+ 29
Bucholz [3].	100	+ 29,87
Berzelius [4].	100	+ 29,57
Thomson [5]	100	+ 28
Gay-Lussac [6].	100	+ 28,3
Le terme moyen du tout est	100	+ 28,79

Pour nous mettre en état de juger de l'exactitude de ces nombres, examinons quelques-uns des sels dans lesquels cet oxide entre. Le sulfate de fer est composé, suivant Berzelius, de

Acide sulfurique. .	100	5
Protoxide de fer. .	88	4,4

Ainsi le nombre équivalent, pour le protoxide de fer, est 4,4. En prenant 4,5 pour ce nombre, le sel serait supposé consister en 100 acide + 90 oxide. De plus, 90 protoxide de fer doivent contenir 20 oxigène, donc c'est un composé de

Fer.	79	100
Oxigène. . . .	20	28,57

On obtient ainsi 28,57 pour la quantité d'oxigène qui s'unit à 100 de fer pour constituer le protodixe de ce métal. En divisant alors le nombre 4,5 dans le rapport de 79 à 20, on trouve que le protoxide est composé de

Fer.	3,5	100
Oxigène. . . .	1,0	28,57

Donc ce protoxide est un composé de 1. atôme fer et de 1. atôme oxigène, et le poids d'un atôme de fer est 3,5.

---

[1] Ann. de Chim. XXIII, 85.
[2] *Ibid.* LXIX, 152.
[3] Gehlens Journal fur die Chimie und Physik. III, 711. Ses expériences ne donnent que 29,09; mais il considère le nombre dans le texte, comme un des véritables.
[4] Annals of Philosophy. III, 356. Ann. de Chim. LXXVIII, 240.
[5] Annals of Philosophy.
[6] Ann. de Chim. LXXX, 163.

Peroxide. 2. On produit le *peroxide* de fer en tenant de la limaille de fer chauffée au rouge dans un vaisseau ouvert, et en l'agitant continuellement jusqu'à ce qu'elle soit convertie en une poudre d'un rouge foncé. La rouille ordinaire du fer n'est autre chose que cet oxide; qu'on appelait autrefois *safran de mars*, combiné avec le gaz acide carbonique. On peut aussi obtenir l'oxide rouge en le précipitant par un alcali, d'une dissolution étendue du fer dans l'acide sulfurique, exposée pendant un certain temps à l'air.

Cet oxide, lorsqu'il est pur, est d'une belle couleur rouge tirant sur le cramoisi. Il a souvent une teinte de jaune ou de brun, ce qui est dû à des causes qu'on ne connaît pas bien, mais probablement à la présence de quelque corps étranger. Il est sans saveur et insoluble dans l'eau, mais il se dissout dans les acides quoique plus difficilement que le protoxide: ces dissolutions sont brunes ou jaunes, avec une saveur douceâtre et astringente.

Composition. Les expériences récemment faites sur la constitution de cet oxide, ne nous laissent aucun doute que c'est un composé de 100 fer + 28,57 × 1 ½ oxigène = 42,855.

Le persulfate de fer consiste, suivant Berzelius, en

Acide sulfurique.	100
Peroxide de fer.	65,5

Ce qui approche de très-près de

Acide.	100	. . . . .	5
Oxide.	66,6	. . . . .	3,3

Nous voyons que le nombre équivalent sera 3 ⅓, ce qui paraît absurde au premier aperçu; car alors le peroxide, qui contient plus d'oxigène que le protoxide, aurait cependant son équivalent moindre; mais si nous considérons ce protoxide comme étant formé de 2 atômes de fer et de 3 atômes d'oxigène, le poids sera 3,5 + 3,5 + 3 = 10. Si nous supposons le persulfate composé de 3 atômes d'acide sulfurique, et de 1 atôme peroxide, alors nous aurons pour la composition du peroxide de fer,

Acide.	100	. . . .	5 × 3 = 15
Oxide.	66,6	. . . .	10

Or, c'est ce que je considère comme étant la véritable

constitution de ce sel et la nature réelle du peroxide. Nous verrons ainsi l'anomalie qui représente l'oxide rouge comme étant formé de 1 atôme fer + 1 ½ atôme oxigène; mais si nous la faisons disparaître, en supposant que l'oxide noir de fer contient 2 atômes d'oxigène, et l'oxide rouge 3 atômes de ce principe, nous représentons ces oxides par des nombres qui ne correspondent pas avec leurs équivalens, et qui, par conséquent, ne peuvent pas être corrects.

3. Je ne fais pas mention ici des nouveaux oxides de fer annoncés par Thénard[1] et par Gay-Lussac[2], parce que je ne pense pas que ces chimistes ayent réussi à en démontrer l'existence.

Trempe de l'acier.

On donne de la dureté aux instrumens tranchans fabriqués avec l'acier, lorsqu'ils sont achevés, en les chauffant au rouge cerise et en les plongeant ainsi dans un liquide froid. Après leur avoir fait subir cette opération, qui les rend durs, il devient nécessaire de les ramollir un peu, ou de les *tremper* ainsi que cela s'appelle, pour leur donner un taillant fin et durable. Il ne s'agit pour cela que de les chauffer de nouveau, jusqu'à ce qu'ils prennent à leur surface une couleur particulière convenable. Le moyen le plus ordinairement employé à cet effet, est de les chauffer dans l'huile, à une température particulière, jusqu'à ce que les couleurs qu'on veut obtenir se manifestent. Ces couleurs varient et se succèdent régulièrement l'une à l'autre, à mesure que la température augmente. Entre celles de 221 à 233° centig., l'instrument prend une teinte couleur jaunâtre très pâle; à 238° la couleur est d'un jaune paille, et l'instrument a la trempe qui convient aux canifs, aux rasoirs, et autres outils à tranchant fin. La couleur devient de plus en plus foncée avec l'augmentation de la chaleur : à 260° elle devient d'un jaune métallique légèrement brunâtre. La surface des instrumens chauffés passe ensuite successivement par les nuances du jaune, du brun, du rouge, du pourpre, et à 304°, centig., la nuance est celle du bleu uniforme foncé des ressorts de montres[3]. Enfin cette nuance de bleu s'affai-

[1] Ann. de Chim. LVI, 59.

[2] *Ibid.* LXXX, 164.

[3] *Voyez* les curieuses expériences de M. Stoddart, rapportées par Nicholson. Nicholson's Journal. IV, 129.

blissant graduellement, passe à une couleur d'eau qui est la dernière teinte que présente la surface des instrumens avant d'être devenus rouges par la chaleur [1]. On ne peut révoquer en doute, d'après la méthode pratiquée depuis long-temps à Shéffield pour l'ornement des lames d'épées, de couteaux, etc., que ces différentes nuances de couleur ne soient dues à l'oxidation de la surface du métal.

On peint sur la lame, avec une composition huileuse, des fleurs et différens autres ornements. On l'expose alors à la chaleur nécessaire pour la tremper. La couleur de la lame est partout altérée, excepté aux endroits recouverts par la peinture; et en l'enlevant alors, les ornements paraissent de la couleur naturelle de l'acier poli; et ils deviennent ainsi faciles à distinguer. D'après une lettre qu'il reçut de M. Stoddart, Humphry Davy trouva que l'acier étant chauffé dans le gaz hydrogène, sa couleur ne change pas, comme cela a lieu lorsqu'il est trempé suivant la manière ordinaire [2]. Ces faits prouvent donc évidemment que les changements de couleur de l'acier sont dus à l'oxidation de la surface du fer. Mais nous ne sommes point encore en état de déterminer si ces changemens proviennent d'altérations dans l'épaisseur de la couche d'oxide, ou de la formation de proportions différentes des deux oxides.

III. Le fer se combine facilement avec le chlore, et forme deux composés que nous appellerons *protochlorure* et *perchlorure de fer.*

Protochlorure

1. Ce protochlorure décrit, pour la première fois par le docteur John Davy [3], se produit en évaporant à siccité une dissolution de fer dans l'acide hydrochlorique, et en chauffant au rouge, le résidu desséché, de manière à le préserver de toute action de l'air.

Le protochlorure de fer est d'un gris mélangé, avec éclat métallique. Sa texture est lamelleuse. Chauffé au rouge, il fond, mais sans se volatiser; il ne se dissout qu'imparfaitement dans l'eau, et la dissolution donne des cristaux d'hydro-

[1] Lewis, Neuman's chem., p. 79.

[2] *Voyez* les expériences intéressantes de M. Stoddart, telles qu'elles sont relatées par M. Nicholson. Nicholson's, quarto. Jour. IV, 129.

[3] Phil. Trans. 1811, p. 23.

chlorate vert de fer. Il est composé, suivant l'analyse de John Davy, de

Chlore. . . .	53,43. . .	100 . .	4,5
Fer.	46,57. . .	87,16. .	3,9
	100,00		

On voit, par cette analyse, que le protochlorure est formé de 1 atôme chlore + 1 atôme oxigène, c'est-à-dire, d'après les nombres déjà trouvés pour les atômes de ces corps,

Chlore.	4,5. . . .	100
Fer.	3,5. . . .	77,7

2. Ce fut Humphry Davy qui décrivit le premier le perchlorure de fer, qu'examina plus particulièrement, depuis, le docteur John Davy *; on l'obtient en brûlant du fil de fer dans le gaz chlore, ou en évaporant à siccité l'hydrochlorate rouge de fer, et en le chauffant ensuite dans un tube à orifice étroit. Cette substance est d'un brun clair avec un éclat qui se rapproche de celui de la mine de fer de l'île d'Elbe. Il se volatilise à une chaleur médiocre, et il forme de très-petits cristaux brillans, dont la figure n'a point été déterminée. Il se dissout complètement dans l'eau, et la dissolution constitue l'hydrochlorate rouge de fer. Ce perchlorure est composé, suivant l'analyse de Humphry Davy, de : Perchlorure.

Chlore. . . .	64,9. . .	100 . .	4,5 × 2
Fer.	35,1. . .	54,08. .	4,86

S'il est formé de 2 atômes chlore, et de 1 atôme fer, comme il ne paraît pas qu'on puisse en douter, alors sa composition serait:

Chlore.	9	100
Fer.	3,5. . . .	38,8

Ces nombres ne s'accordent pas avec les résultats obtenus par John Davy; mais nous n'en serons pas surpris si nous considérons que son analyse de cette substance était la première, et qu'elle fut faite sur une très-petite quantité.

IV. Le fer se combine aisément avec l'iode. On ne connaît actuellement qu'un iodure de ce métal. Il en fut fait mention d'abord par Humphry Davy, et depuis Gay-Lussac le décrivit avec plus de détail. On le forme en chauffant le fer en Iodure.

* Phil. Trans. 1812, p. 181.

contact avec de la vapeur d'iode. C'est une substance brune qui entre en fusion à une chaleur rouge. Elle se dissout dans l'eau, et cette dissolution, d'un vert léger, consiste, sans doute, dans un hydriodate de fer. Cet iodure n'a pas été analysé; mais il est probablement composé de 1 atôme iode, uni à 1 atôme de fer, ou, en poids, de

Iode. . . .	15,625. . .	100
Fer.	3,5 . . .	22,4

Il y a lieu de croire, par analogie, qu'il existe aussi un periodure de fer, quoiqu'on ne l'ait pas observé jusqu'à présent.

V. Il n'y a rien de connu actuellement relativement à l'action du fluor sur le fer. L'azote ne paraît pas susceptible de s'y combiner; et on n'a pas trouvé que ce métal pût former de combinaison permanente avec l'hydrogène.

VI. Le fer a la propriété de s'unir au *carbone;* et les composés que cette union produit constituent les modifications très-importantes du fer, connues sous les noms de *fer fondu*, et *acier.*

Variétés du fer. Toutes les variétés du fer, qui sont en grand nombre, et distinguées par les artistes sous des noms particuliers, peuvent être réduites aux trois classes suivantes, savoir; le *fer fondu*, *fonte* ou *gueuse*; le *fer forgé* ou *fer doux*; et l'*acier.*

1. Fer fondu. 1. Le fer fondu ou fer en saumon, est le premier produit obtenu de la fonte du minérai qui contient le fer, et qui est ordinairement un composé d'oxide de fer, d'argile, et autres substances. L'objet du manufacturier est de réduire cet oxide à l'état métallique, et de le séparer de toute la matière terreuse qui l'accompagne. On obtient à-la-fois ce double résultat en mêlant la mine réduite en petits morceaux, avec une certaine proportion de pierre à chaux et de charbon, et en soumettant le tout à une très-violente chaleur dans des fourneaux convenablement construits à cet effet. Le charbon absorbe l'oxigène de l'oxide; il se dégage en acide carbonique, laissant le fer à l'état métallique. La chaux se combine avec l'argile: ces deux substances entrent ensemble en fusion et forment une espèce de fluide vitreux. Le fer est également fondu par la violence de la chaleur, et comme il est plus pesant que le verre, il descend vers la partie inférieure du fourneau et s'y rassemble. Ainsi les matières fon-

dues dans ce fourneau y sont séparées l'une de l'autre à raison de leur différente pesanteur, le verre surnage et le fer reste au-dessous. On fait alors une ouverture vers le bas du fourneau, et le métal en fusion coule dans des moules disposés pour le recevoir

Le fer fondu ainsi obtenu, se distingue par les manufacturiers en différentes espèces, d'après sa couleur et ses autres qualités. Les plus remarquables de ces variétés sont les trois suivantes : Variétés.

1ers. Fer fondu *blanc*, ou *fonte blanche*. Ce fer est extrêmement dur et cassant. Sa cassure paraît être composée d'une agglomération de petits cristaux ; il résiste à la lime, et ne peut être percé ni plié. Il est susceptible de se rompre très-facilement lorsqu'il est soudainement chauffé ou refroidi.

2e. La fonte *grise*. Elle est moins cassante et moins dure. Sa texture est grenue ; elle peut être taillée, limée et travaillée sur le tour. L'artillerie en fait usage.

3e. La fonte *noire*. C'est la plus inégale dans sa texture, la plus fusible des trois variétés, et celle dont la cohésion est la plus faible *.

Le fer fondu entre en fusion à une chaleur d'environ 130°. de Wedgewood. Sa pesanteur spécifique varie de 7,2 à 7,6. Il se contracte considérablement lorsqu'il se fond. On le convertit en fer doux, ou malléable, par un procédé qu'on considère comme propre à l'*affiner* ; et on nomme en conséquence fourneau d'*affinage*, celui dans lequel cette opération se fait. Propriétés.

Cette opération consiste ordinairement, en Angleterre, à tenir le fer fondu pendant longtemps en fusion dans un lit de charbon de bois, de cendres, et de scories de fer ; et à le soumettre encore rouge à l'action du marteau, jusqu'à ce qu'il soit devenu compacte et malléable. Le mode d'affinage varie dans différens pays, suivant la nature du combustible et celle de la mine dont le fer a été extrait ; et le fer affiné varie également en qualité. M. Cort proposa, il y a environ vingt-cinq ans, une nouvelle méthode propre à convertir toute espèce de fonte en fer malléable de la meilleure qualité. Par cette méthode, on fait fondre la fonte Sa conversion en fer malléable.

* Black's lectures. II, 595.

dans un fourneau à réverbère, au moyen de la flamme des combustibles employés, qu'on dirige sur sa surface. On la remue continuellement pendant qu'elle est en fusion, afin d'en présenter successivement toutes les parties à l'air. Au bout d'environ une heure, la partie la plus chaude de la masse s'enfle, se soulève, et se couvre d'une légère flamme bleue. Cet effet dure environ une heure; et après ce temps, la conversion est achevée. Le gonflement est évidemment produit par l'émission d'un fluide élastique [1]. A mesure que l'opération avance, le fer acquiert par degrés plus de consistance; et à la fin, quoique la chaleur continue d'être la même, la masse du métal se congèle en entier. On le prend alors, tandis qu'il est encore rouge, et on lui fait subir une percussion violente par l'action d'un marteau très-pesant, mu par une machine à eau ou à vapeur. L'effet de cette percussion est non-seulement d'opérer le rapprochement et l'union plus étroite des molécules du fer, mais encore d'en séparer toutes les substances étrangères au métal.

2. Fer malléable.

2. Dans cet état, c'est la substance décrite dans cette section sous le nom de fer. Comme il n'a point encore été décomposé, on le considère jusqu'à présent, comme un corps simple; lorsqu'il est pur; mais on ne le trouve jamais, ou que très-rarement, sans mélange, soit de quelques-uns des autres métaux, soit d'oxigène, de carbone de silicium ou de phosphore.

3. Acier.

3. En stratifiant dans un creuset fermé, de petits barreaux de fer avec une quantité suffisante de charbon de bois en poudre, et en tenant ce mélange à une forte chaleur rouge pendant huit ou dix heures, on convertit ce fer en *acier* [2], qu'on distingue du fer par les propriétés suivantes.

Propriétés.

Il est si dur qu'il n'est pas malléable à froid, ou du moins il acquiert cette propriété lorsqu'on le plonge, quand il est rouge, dans un liquide froid; car cette immersion, qui ne produit aucun effet sur le *fer*, ajoute considérablement à la dureté de l'*acier*.

L'acier est cassant. Il résiste à la lime, il coupe le verre, il donne des étincelles avec le caillou, et il conserve pendant long-temps la vertu magnétique quand on l'en a imprégné.

---

[1] Beddoes, *Phil. Trans.* 1791.

[2] On appelle ce procédé *cémentation*.

Il perd sa dureté lorsqu'après avoir été mis à l'état d'ignition on le laisse refroidir lentement. Il se fond à environ 130° du pyromètre de Wedgewood. Chauffé au rouge, il est malléable ; mais chauffé au blanc, il l'est à peine. On peut le réduire par le marteau en plaques beaucoup plus minces que le fer. Il est plus sonore, et sa pesanteur spécifique, lorsqu'il a été écroui, est plus considérable que celle du fer ; elle varie de 7,78 à 7,84.

On convertit de nouveau l'acier en fer forgé, en le faisant rougir à l'air à plusieurs reprises, et en le soumettant à l'action du marteau [1].

Nature de ces variétés.

4. La connaissance de ces différentes espèces de fer, et des moyens de leur conversion de l'une dans l'autre, date de temps déjà très-reculés; et maintes fois on a cherché à expliquer ce qui se passe dans cette conversion. L'acier, suivant Pline, doit principalement ses propriétés particulières à l'eau dans laquelle on le plonge afin de le refroidir [2]. Beccher supposa que le feu, en se fixant dans le fer, était l'unique agent de sa conversion en acier. Réaumur, qui en considéra le premier avec beaucoup de soin le procédé, contribua beaucoup, par ses nombreuses expériences, à éclairer le sujet. Il supposa que le fer était converti en acier par sa combinaison avec des molécules salines et huileuses ou sulfureuses, et que ces molécules sont introduites par le feu ; mais ce fut Bergman qui, par son analyse publiée en 1781, mit le premier sur la voie de la véritable explication de la nature de ces différentes espèces de fer [3].

En dissolvant 100 parties de fer fondu dans l'acide sulfurique étendu, il obtint 1305 grammes, mesures, de gaz hydrogène: 100 parties d'acier en produisirent 1491, et 100 parties de fer forgé 1554. Il obtint pareillement de 100 parties de fer fondu 2,2 ou $\frac{1}{45}$ de plombagine; de 100 parties d'acier, 0,5 ou $\frac{1}{200}$; et de 100 parties de fer forgé 0,12 ou $\frac{1}{800}$ [4]. Il conclut de cette analyse que le fer fondu est celui qui contient le moins de phlogistique ; que la proportion en est plus grande dans

[1] D.r Pearson, *Phil. Trans.*
[2] Pline. Liv. XXXIV, p. 14.
[3] Opusc. III, 1.
[4] Schéele avait déjà observé qu'en dissolvant quelques espèces de fer dans l'acide sulfurique, on obtient de la plombagine. *Voyez* sa Dissertation sur la plombagine.

l'acier, et que c'est dans le fer forgé qu'il en existe le plus; car le gaz hydrogène était alors considéré comme une indication de la présence du phlogistique dans le métal. Bergman crut pouvoir conclure aussi de cette analyse, que le fer fondu et l'acier diffèrent du fer pur, en ce qu'ils contiennent de la plombagine. M. Grignon, dans ses observations sur cette analyse, s'efforça de prouver que la plombagine ne fait pas essentiellement partie du fer fondu ni de l'acier, et qu'elle ne s'y trouve qu'accidentellement; mais après avoir examiné ses objections, Bergman écrivit à Morveau, le 18 novembre 1783 : « Je reconnaîtrai que je me suis trompé, si M. Grignon m'envoie un seul morceau de fer fondu, ou d'acier, qui ne contienne point de plombagine; et je vous prie, mon cher ami, de tâcher vous-même d'en trouver et de m'en faire part; car, si j'ai tort, je désire être détrompé le plus tôt possible *. »

Cette lettre fut presque le dernier acte de l'illustre Bergman. Il mourut quelques mois après, en laissant, à l'âge de 49 ans, une réputation des plus brillantes comme des plus justement acquises. Son étonnante et infatigable industrie, l'étendue de ses connaissances, sa sagacité, sa pénétration, la rectitude de son jugement, n'avaient pas seulement contribué pour beaucoup à lui faire un nom, à attirer l'attention des philosophes; sa candeur et son amour pour la vérité lui avaient encore mérité la confiance et l'estime générale. Toutes ces qualités se trouvèrent réunies dans Bergman pour en former un des plus nobles caractères dont un homme puisse être doué par la nature.

Expliquée. Les expériences de Bergman furent répétées, variées et poussées plus loin encore par Vandermonde, Monge et Berthollet, qui publièrent, dans les mémoires de l'Académie pour 1786, une très-savante dissertation sur ce sujet. Ces savans, par une ingénieuse application des découvertes théoriques de Lavoisier, se trouvèrent en état d'expliquer d'une manière satisfaisante la nature de ces trois substances. Il résulte de leurs expériences, ainsi que de celles postérieurement faites par Clouët, Vauquelin et Morveau, les faits suivans bien établis.

Le *fer forgé* est une substance simple qui, lorsqu'elle est parfaitement pure, ne contient autre chose que le *fer*;

L'*acier* est le fer combiné avec une petite portion de

* Morveau, *Encycl. méth. chim.* I, 448.

carbone; on l'a pour cette raison appelé *fer carburé*. Cette proportion du carbone n'a pas été déterminée avec beaucoup de précision. Elle serait, suivant l'analyse de Vauquelin des 0,007 [1].

Morveau, en formant l'acier par la combinaison directe du fer avec le diamant, a prouvé que c'était bien réellement une combinaison du fer avec le carbone. Sur l'invitation de Clouët, il renferma un diamant dans un petit creuset de fer pur, et après avoir placé ce creuset dans un autre de terre de Hesse, l'un et l'autre complètement couverts, et convenablement lutés, le tout fut exposé à une chaleur suffisante. Le diamant disparut, et le fer fut converti en acier. Le diamant pesait $0^{gr},907$, le fer $57^{gr},800$, et l'acier obtenu $56^{gr},384$; De sorte que dans l'opération il y avait eu une perte de fer de $2^{gr},323$ [2]. Il résulte de cette expérience que l'acier contient environ les 0,016 de son poids de carbone. M. Mushet fit contre cette expérience des objections qui furent pleinement réfutées par sir Georges M'Kenzie [3].

Rinman a indiqué, depuis long-temps, un moyen de distinguer l'acier du fer. Il consiste à verser sur une lame d'acier une goutte d'acide nitrique étendu, et de l'y laisser pendant quelques minutes; on l'enlève alors, et on trouve qu'elle a laissé sur la lame d'acier une tache noire; tandis que celle, qu'une goutte du même acide forme sur une lame de fer, est d'un vert blanchâtre. Il est aisé de voir que la tache noire est due au carbone de l'acier mis à nu comme insoluble dans l'acide nitrique.

Le *fer fondu* est le fer combiné avec une proportion de carbone encore plus grande que celle nécessaire pour former l'acier. Cette proportion, que Clouët évalue aux 0,125 du fer, n'a pas été déterminée avec précision. La couleur noire plus ou moins foncée du fer fondu dépend, ainsi que sa fusibilité, de la proportion de carbone qu'il contient. Le fer fondu est presque toujours accompagné de substances étrangères. Ce sont principalement l'oxide de fer, le phosphure de fer et le silicium [4].

---

[1] Ann. de Chim. XXII, 1.
[2] *Ibid.* XXXI, 328.
[3] Nicholson's Journal. IV, 103.
[4] Un échantillon de fer fondu très-pur, analysé par Berzelius, lui

Fabrication de

5. Il est aisé de voir pourquoi, par l'extraction du fer de sa mine, on l'obtient à l'état de fer fondu; c'est que la quantité de charbon avec laquelle cette mine est mise en fusion, est si grande, que le métal peut facilement s'y unir jusqu'à saturation.

Fer doux.

En brûlant le charbon dont le fer s'est saturé dans cette première opération, et en enlevant à ce métal tout son oxigène, on convertit le fer fondu en fer forgé ou fer doux, et c'est ce qui a lieu lorsqu'on expose le fer fondu à une chaleur violente, en le remuant lorsqu'il est en fusion, de manière à en présenter successivement toutes les parties à l'air [1].

Clouët a trouvé qu'en chauffant, à un degré de chaleur convenable, un mélange de fer fondu avec les 0,25 de son poids d'oxide noir de fer, on opérait également sa conversion en fer doux [2]. Dans ce cas, l'oxigène de l'oxide, et le carbone du fer fondu, se combinent et laissent le fer à l'état de pureté.

La méthode ordinaire de l'affinage de la fonte n'est rien autre chose que ce procédé de Clouët, ainsi que l'a observé le docteur Black. Une portion considérable de fer (environ les 0,33) est scorifiée, ou convertie en oxide noir de fer, connu, lorsqu'il est fondu, sous le nom de *fraisil d'affinerie*, et par les Français sous celui de *laitier*.

Cette matière étant mêlée avec le fer fondu, et la chaleur augmentée, l'oxigène de l'oxide agit sur le carbone, et une double décomposition a lieu. Ce qu'il y a de délicat dans l'opération c'est de bien connaître le véritable degré de calcination qu'il convient de faire subir au fer pour que la totalité du carbone soit consumée.

6. C'est la combinaison du carbone avec le fer qui le constitue acier. Elle peut s'opérer en grand par trois procédés différens, dont on distingue les divers résultats en *acier naturel*, *acier de cémentation* et *acier fondu*.

---

donna : Fer (avec silicium et magnesium)..... 91,53
Manganèse..... 4,57
Carbone..... 3,90
100,00

La proportion du silicium était des 0,50, et celle du magnesium des 0,20. Afhandlingar, III, 152.

[1] M. Collier a publié, dans le cinquième volume des Mémoires de Manchester, p. 111, une description détaillée du procédé employé à Sheffield, pour convertir le fer fondu en fer pur.

[2] Journ. des Mines. An VII, p. 8.

L'acier naturel s'obtient de la mine en la convertissant d'abord en fer fondu et en exposant alors le fer fondu dans un fourneau à une chaleur très-violente, sa surface étant constamment recouverte d'un bain de scories, ou laitiers en fusion, de 130 à 156 millimètres d'épaisseur. Une partie du carbone est supposée se combiner avec l'oxigène que contient la fonte, et s'échapper à l'état de gaz acide carbonique; le surplus s'unit au fer par qui devient acier [1]. Cette espèce d'acier est inférieure aux deux autres; ses qualités ne sont pas tout-à-fait les mêmes. Il est plus mou, et comme le procédé de sa fabrication est moins dispendieux, il se vend moins cher. Acier naturel.

L'acier de cémentation se fait en stratifiant dans de grandes caisses de terre, ou creusets, dont l'ouverture est soigneusement fermée avec de l'argile, des barreaux de fer pur avec de la poudre de charbon. On met ces caisses, ou creusets, dans un fourneau, et on les y tient à une chaleur suffisante, jusqu'à ce que les barreaux de fer soient convertis en acier, ce qui exige ordinairement huit ou dix jours [2]. Ce procédé fut inventé, ou au-moins pratiqué pour la première fois à toute extension en Angleterre. L'acier, ainsi formé, y est connu sous le nom d'*acier boursouflé*, parce que sa surface est remplie d'inégalités et de boursouflures comme si un fluide élastique s'y était trouvé engagé. L'acier de cémentation a le grain fin, il est égal, plus dur et plus élastique que l'*acier naturel*. Acier de cémentation

L'acier fondu est le meilleur de tous; sa texture est la plus compacte, et il prend le plus beau poli. On l'emploie pour les rasoirs, les instrumens de chirurgie, et autres qui exigent une dureté uniforme. Il est plus fusible que l'acier ordinaire, et ne peut être, par cette raison, soudé avec le fer: il se fond avant d'avoir éprouvé un degré de chaleur assez élevé. La méthode pour le faire fut découverte en 1750 par M. Huntsman de Sheffield. Il en tint pendant quelque temps le procédé secret, mais il est aujourd'hui bien connu, et d'autres manufacturiers réussissent également bien à le pratiquer. Il consiste à fondre l'acier boursouflé dans un creuset fermé, mêlé Acier fondu.

[1] Journal des Mines, n.° 4, p. 3.

[2] Ce procédé est décrit au grand par M. Collier, dans les Mémoires de Manchester. V, 117.

avec une certaine proportion de verre pilé et de charbon en poudre. On peut le former également, d'après les expériences de Clouët, en fondant ensemble 30 parties de fer, une partie de charbon et une partie de verre pilé, ou bien en entourant le fer dans un creuset, d'un mélange, à parties égales, de carbonate de chaux et d'argile, en chauffant graduellement le creuset jusqu'au blanc, et en l'entretenant pendant un temps suffisant dans cet état [1]. Le carbone est produit dans cette opération, suivant Clouët, par la décomposition de l'acide carbonique que le carbonate de chaux contient en abondance. Une partie du fer se combine avec l'oxigène de cet acide, et l'autre partie s'unit au carbone [2]. Mais M. Mushet ayant depuis répété cette expérience avec toute la précision possible, il n'obtint que du fer qui avait été fondu, dont la texture et l'apparence se trouvaient altérées, mais qui n'était point converti en acier [3]. Il en inféra que la formation de celui obtenu par Clouët pouvait être due à quelque circonstance qu'il n'avait pas observée. Clouët, d'après ses expériences, ne regarde plus la présence du verre comme indispensable pour la préparation de l'acier fondu; les seuls ingrédiens essentiels lui paraissent être le fer et le carbone; mais la proportion du carbone y est plus considérable que dans l'acier ordinaire, et c'est de cette différence de proportion que semble résulter celle qui existe entre ces deux espèces d'aciers.

7. On peut conclure de ce qui vient d'être dit, que le fer et le carbone sont évidemment susceptibles de se combiner ensemble dans un grand nombre de proportions diverses. Lorsque celle du carbone est la plus forte, le composé est un fer carburé, ou plombagine; lorsque c'est le fer qui domine, le composé est acier, ou fonte dans différens états, suivant la proportion de l'excès. On peut considérer tous ces composés comme des *sous-carbures de fer*. Le détail le plus complet d'expériences faites sur ces divers composés qui ait paru en Angleterre, est le traité de M. Mushet, publié dans le *Philosophical magazine*. Cet ingénieux chimiste-praticien a observé que la dureté du fer augmente

[1] Journal des Mines. An VII, p. 3.
[2] Guyton et Darcet, Journ. des Mines. An VI, p. 703.
[3] Phil. Mag. XII, 27.

comme la proportion du charbon avec lequel il se combine, jusqu'à ce que cette proportion s'élève à environ 0,016 de la totalité de la masse. La dureté est alors à son maximum. Le métal acquiert la couleur de l'argent. Il perd son apparence grenue et prend la forme cristalline. Si on ajoute alors du carbone au composé, sa dureté diminue en proportion de la quantité ajoutée [1].

La table qui suit, dressée par cet ingénieux chimiste, indique les différentes quantités de charbon qui ont disparu pendant la conversion du fer, dans les différentes variétés de *sous carbures* connues dans le commerce [2]. Sous carbure de fer.

0,008	Acier fondu, mou.
0,010	Acier fondu, ordinaire.
0,011	Le même, plus dur.
0,020	Le même, trop dur pour être tiré en fils.
0,040	Fonte de fer, blanche.
0,050	*Idem*, truitée.
0,066	*Idem*, noire.

8. La substance que nous avons décrite dans la section précédente, sous le nom de plombagine, a été ordinairement considérée comme un carbure de fer; mais cette opinion ne peut être appuyée d'aucuns argumens plausibles. La plombagine est composée, suivant l'analyse de Allen et Pepys, de

Carbone.	95
Fer.	5
	100

Or, si un atôme de carbone pèse 0,75 et un atôme de fer 3,5, il en résulte que la plombagine consiste dans environ 100 atômes de carbone unis à 1 atôme seulement de fer: mais comme on ne peut pas concevoir qu'il existe une combinaison semblable, il est beaucoup plus probable que la petite proportion du fer dans la plombagine, n'y est que mécaniquement mêlée.

VII. On voit, par les expériences de Descotils [3] et de Gmelin [4], que le fer est susceptible de se combiner avec le Borure.

[1] Phil. Mag. XIII, 148.
[2] *Ibid.* 142.
[3] Recherches physico-chimiques. I, 306.
[4] Schweigger's Journal. XV, 246.

bore. Le *borure* se formait en mettant en fusion dans un creuset fermé, un mélange de limaille de fer et d'acide boracique. Ce borure se présentait en une masse ductile d'un blanc d'argent.

Silicure. VIII. Berzelius et Stromeyer ont fait des expériences dont les résultats donnent lieu de considérer le silicium comme pouvant se combiner avec le fer. Il est même probable, d'après les observations de Berzelius, que quelques espèces de fer doivent leurs qualités particulières au silicium qu'elles contiennent. Le *silicure* de fer est d'un blanc d'argent et ductile, il faut qu'il soit chauffé pour se dissoudre dans l'acide sulfurique. Sa dissolution dans les acides abandonne de la silice, consistant en une masse poreuse de la dimension du silicure dissous. On ne sait pas dans quelles proportions du fer et du silicium cette union peut avoir lieu.

IX. Le fer s'unit aisément au phosphore, et il se forme un *phosphure de fer.*

Phosphure. 1. On obtient le phosphure de fer en fondant ensemble, dans un creuset, seize parties de verre phosphorique, seize parties de fer et une demi-partie de charbon en poudre. Ce composé, très-fragile, est attirable à l'aimant et paraît blanc dans sa cassure. Il fond par une forte chaleur, et le phosphore se dissipe [1]. On peut également le former en fondant ensemble parties égales de verre phosphorique et de limaille de fer. Dans cette fusion, une portion du fer se combine à l'oxigène qu'abandonne une portion du verre phosphorique, et ce fer ainsi oxidé entre en vitrification avec l'autre portion du verre phosphorique. Le phosphore de la portion du verre phosphorique qui a abandonné son oxigène, s'unit au fer qui reste, et il en résulte un phosphure qui gagne le fond du creuset. Enfin on peut former ce phosphure en projetant de petits morceaux de phosphore sur de la limaille de fer rougie dans un creuset [2]. Les proportions des ingrédiens de ce phosphure n'ont pas encore été déterminées. Il fut découvert par Bergman qui, l'ayant examiné le premier, le regarda comme un métal nouveau auquel il donna le nom de *siderum.*

Histoire de sa découverte. 2. Il y a une espèce particulière de fer connue sous le nom de *fer cassant à froid,* parce qu'il ne supporte pas alors

[1] Pelletier, *Ann. de Chim.* I, 104.
[2] Annales de Chimie. XIII, 114.

l'action du marteau sans se briser, quoiqu'il soit malléable lorsqu'il est chaud. Bergman [1] s'occupait à Upsal des moyens de connaître la cause de cette propriété, tandis que Meyer [2] se livrait, à Stettin, à la même recherche. Ils découvrirent à-peu-près en même-temps, l'un et l'autre, qu'on pouvait séparer de cette espèce de fer, par l'acide sulfurique, une poudre blanche susceptible d'être réduite, par le procédé ordinaire, en un métal de couleur gris d'acier foncé, excessivement cassant et peu soluble dans les acides. Sa pesanteur spécifique était de 6,700. Il était moins fusible que le cuivre; et lorsqu'il était combiné avec le fer, il le rendait *cassant à froid*. Meyer avait conclu, ainsi que Bergman, que cette substance était un métal nouveau, celui-ci le nomma *siderum*, et Meyer *hydrosiderum*. Mais Klaproth s'étant rappelé bientôt après, que le sel composé d'acide phosphorique et de fer ressemblait beaucoup à la poudre blanche obtenue du fer cassant à froid, il soupçonna la présence du phosphore dans ce nouveau métal. Pour s'assurer de ce fait, il fit une combinaison d'acide phosphorique et de fer, et en la chauffant dans un creuset avec du charbon en poudre, procédé ordinaire, appelé en chimie *réduction*, il obtint une substance qui ressemblait parfaitement au nouveau métal [3]. Meyer apprit à Klaproth, lorsqu'il lui eut fait part de sa découverte, que déjà il s'était satisfait lui-même à cet égard, et que, par un examen plus approfondi, il avait reconnu que le siderum contenait l'acide phosphorique [4]. Peu de temps après, Schéele ayant fait l'analyse de la poudre blanche obtenue du fer cassant à froid, il la trouva, en effet, composée d'acide phosphorique et de fer [5]. Quoi qu'il en soit, le siderum de Bergman est composé de phosphore et de fer, ou c'est un phosphure de fer, l'oxigène de l'acide phosphorique en ayant été séparé pendant la *réduction* [6].

---

[1] Opusc. III, 109.

[2] Schriften der Berliner Gesellsch. Naturf. freunde. 1780. II, 334; et III, 380.

[3] Crell's Annals. 1784. I, 390.

[4] *Ibid.* 195.

[5] Crell's Annals. I, 112. Engl. Trans.

[6] Rinman est parvenu à faire disparaître la fragilité et les défauts du fer cassant à froid, en le chauffant fortement avec la chaux. Ses expériences, à cet égard, se sont trouvées d'accord avec celles de Levavasseur. Ann. de Chim. XLII, 183.

X. Le fer se combine avec le soufre en deux proportions, et forme le *protosulfure* et le *persulfure* de fer, composés, que les minéralogistes distinguent ordinairement par les noms de *pyrites magnétiques* et *pyrites cubiques*.

Protosulfure. 1. Le protosulfure de fer, ou pyrite magnétique, se trouve en grande quantité dans la nature. Sa couleur est celle du bronze, avec éclat métallique; mais lorsqu'il est réduit en poudre, cette poudre est d'un gris noirâtre. Sa pesanteur spécifique est 4,518. Il fait feu avec le briquet et se fond aisément par la chaleur. M. Hatchett trouva que ce sulfure est composé de 63 de fer et de 37 de soufre, ce qui s'accorde presqu'exactement avec l'analyse de Proust. Suivant l'opinion du premier chimiste, le fer dans le protosulfure de ce métal, n'est pas entièrement à l'état métallique; mais il contient environ les 0,076 de son poids d'oxigène [1].

Ce sulfure se dissout promptement dans les acides sulfurique et hydrochlorique, avec dégagement abondant de gaz acide hydrosulfurique. Lorsqu'on le chauffe avec l'acide nitrique, il s'en sépare une portion considérable de soufre [2].

Si nous le supposons composé de 1 atôme fer + 1 atôme soufre, ses parties constituantes seront :

Fer.	3,5	100
Soufre. . . .	2	57,1

Or, le résultat de l'analyse de M. Hatchett, donne

Fer.	100
Soufre.	58,73

Ce qui, comme on voit, coïncide d'une manière satisfaisante.

Persulfure. 2. Le fer peut se combiner avec une quantité additionnelle de soufre, et former ainsi une nouveau composé qu'on peut appeler *persulfure de fer* ou *pyrite cubique*. Ce composé, qui se trouve en grande abondance dans la nature, est de couleur jaune avec éclat métallique. Il est cassant et assez dur pour faire feu avec le briquet. Sa pesanteur spécifique est d'environ 4,5 : il cristallise ordinairement en cubes. Lorsqu'on le chauffe, il est décomposé; si c'est à l'air, le soufre prend

[1] Hatchett's Analysis of magnetical pyrites. Phil. Trans. 1804.
[2] Hatchett, *ibid.*

feu ; si c'est dans des vaisseaux fermés remplis de charbon, une partie du soufre est volatilisée, et il reste une substance noire qui conserve la forme première du minéral; mais qui tombe en poudre dès qu'on la touche. Proust a démontré que cette substance noire est le protosulfure de fer. Suivant lui, il se dégage des pyrites, lorsqu'elles sont ainsi traitées, 20 parties de soufre, et il en reste 80 du sulfure *. Ainsi les pyrites sont composées de

80 protosulfure de fer.
20 soufre.
100

Mais cette méthode n'est pas susceptible d'une grande exactitude. M. Hatchett a soumis à l'analyse, avec la précision qui le distingue, divers échantillons de pyrites, et il obtint les résultats suivans.

Composition.

Echantillons.	PYRITES.	PESANTEUR spécifique.	PARTIES CONSTITUANTES.		
			Fer.	Soufre.	TOTAL.
1er.....	En dodécaèdres.	4,830	47,85	52,15	100
2e.....	En cubes striés.	»	47,50	52,50	100
3e.....	En cubes lisses.	4,831	47,30	52,70	100
4e.....	Radiés.....	4,698	46,40	53,60	100
5e.....	Plus petits....	4,775	45,66	34,34	100
Terme moyen.....			46,94	53,06	100

En supposant que le persulfure de fer est un composé de 1 atôme de fer et de 2 atômes de soufre, alors il consistera dans

Fer..... 3,5 100
Soufre.... 4 114,2

Or, le terme moyen des analyses de M. Hatchett est comme ci-dessus :

Fer..... 100
Soufre..... 113

* Journ. de Phys. LIII, 89.

Ainsi la coïncidence entre les résultats de l'expérience et de la théorie est encore plus grande que relativement au protosulfure de fer. Or, comme les déviations, dans les deux cas, sont en sens opposé, le terme moyen de l'une et de l'autre se rapprocherait encore davantage de la vérité. Cela suffit pour convaincre que dans la supposition de précision parfaite, les différences disparaîtraient entièrement.

Le protosulfure de fer est non-seulement attirable à l'aimant, il peut encore être lui-même converti en aimant par les méthodes usuelles; mais le persulfure n'obéit point à l'aimant et il n'est pas susceptible des vertus magnétiques *.

Aimants composés de fer.

On a depuis long-temps reconnu que le fer pur n'est pas susceptible de conserver les propriétés d'un aimant, mais que l'acier, une fois magnétisé, continue constamment de l'être. Or l'acier, comme nous le verrons incessamment, est une combinaison de fer et de carbone. Lorsque la proportion du carbone uni au fer est augmentée jusqu'à un certain point, comme dans la plombagine, le fer perd la propriété d'être attirable à l'aimant.

L'addition d'une certaine portion de soufre, rend également le fer capable de devenir un aimant permanent. La proportion du soufre peut s'élever jusqu'aux 0,46 sans que cette propriété cesse d'exister; mais quand elle est des 0,52 la vertu magnétique est complétement détruite. Le fer uni au phosphore peut aussi être rendu constamment magnétique, mais on ne s'est pas assuré si cette vertu disparaît avec l'augmentation de la proportion du phosphore.

Et d'une certaine proportion d'un combustible simple.

Ainsi il paraît que le fer pur n'est pas susceptible de magnétisme permanent; que par son union avec une portion de carbone, il forme un composé plus ou moins fragile, soluble dans l'acide hydrochlorique, et capable d'imprégnation magnétique; que saturé de carbone, il devient cassant, insoluble dans l'acide hydrochlorique et dépourvu de toute propriété magnétique.

Le fer uni à une portion de soufre forme un composé cassant, soluble dans l'acide hydrochlorique, et pouvant avoir la faculté magnétique. Lorsque le fer est saturé de soufre, le

* Hatchett. *Phil. Trans.* 1804.

composé est cassant, insoluble dans l'acide hydrochlorique et destitué de toute propriété magnétique.

Le fer uni au phosphore est cassant, et jouit à un haut degré, de la propriété magnétique qu'il perdrait entièrement, selon toutes les probabilités, par saturation.

C'est par ses expériences sur les pyrites magnétiques, que M. Hatchett fut conduit à la connaissance de ces faits qui sont de la plus grande importance. « Je ne doute point, dit ce savant, en parlant généralement des carbures, sulfures, et phosphures de fer, qu'on ne parvienne, par des recherches exactes, à déterminer la proportion de combinaison capable de constituer, dans chacun de ces trois corps, le maximum de pouvoir magnétique. Lorsque ce maximum sera bien connu, il conviendrait de comparer le pouvoir magnétique relatif de l'acier (employé seul jusqu'à présent pour former des aimants artificiels) avec ceux des sulfore et phosphure de fer, en les examinant d'abord chacun dans la forme d'une seule masse, ou barreau de poids égal, et ensuite dans l'état d'aimants composés, formés comme les grands fers à cheval magnétiques, par l'arrangement particulier d'un nombre égal de barreaux de la même substance, maintenus dans un chassis de cuivre ».

« Il faudrait alors essayer les effets de ces aimants, comparativement à d'autres composés de barreaux des trois différentes substances, variés en nombre et dans le mode d'arrangement; et enfin il serait intéressant de faire une série d'expériences sur les composés chimiques, formés par l'union, en différentes proportions, de carbone, de soufre et de phosphore, avec une seule et même masse de fer. Ces composés quadruples, que, suivant la nomenclature chimique moderne, on pourrait appeler *carburo-sulphuro-phosphures*, ou *phosphuro-sulfuro-carbures*, etc., de fer, n'étant pas encore connus, quant à leurs propriétés chimiques, on pourrait, en les examinant aussi sous le rapport de leurs facultés magnétiques, obtenir quelques résultats intéressans. Enfin, un champ vaste semble s'ouvrir à des recherches plus étendues qui, peut-être, ajouteraient des faits importans à l'histoire du magnétisme: cette branche de la science, qui n'a pris que peu d'accroissement depuis quelques années, et qui au milieu des progrès rapides des connaissances humaines, reste encore ensevelie dans une grande obscurité ».

Alliage avec l'arsenic.

XI. On peut allier le fer et l'arsenic par fusion. L'alliage est blanc, cassant, et susceptible de cristalliser. On le trouve dans la nature. Il est connu des minéralogistes sous le nom de *mispickel*. Le fer peut se combiner avec l'arsenic dans une proportion qui excède son poids [1].

XII. Nous ne connaissons pas les combinaisons du fer et du tellure. Le fer s'unit au potassium et au sodium; mais ses alliages avec ces métaux n'ont pas été examinés particulièrement. On ignore si le fer peut se combiner avec les terres alcalines et les terres pures.

Affinités.

Il ne serait pas facile, actuellement, de déterminer l'ordre des affinités des combustibles simples pour l'oxigène. Le fer a la propriété d'enlever, à l'aide de la chaleur, l'oxigène au potassium et au sodium. Mais le potassium et le sodium peuvent également réduire les oxides de fer à l'état métallique. Le fer peut aussi, à une chaleur rouge, décomposer l'eau rapidement et en séparer le gaz hydrogène; d'où il semblerait résulter que le fer a pour l'oxigène une affinité plus forte que le gaz hydrogène. Mais, d'un autre côté, lorsqu'on chauffe l'oxide de fer environné de gaz hydrogène, cet oxide est promptement rendu à son état métallique, tandis qu'il se forme de l'eau en abondance. Ainsi les affinités des différentes bases pour l'oxigène, semblent être alternativement prépondérantes. On pourrait en donner aisément plusieurs autres exemples. Ces exemples nous prouvent suffisamment que nos opinions actuelles, relativement aux affinités, ne sont rien moins qu'exactes. L'ordre des affinités des soutiens simples de combustion pour le fer, peut être établi ainsi qu'il suit:

Fer.
Chlore.
Oxigène [2].
Iode.

---

[1] Bergman. II, 281.

[2] Il paraît, d'après des expériences de Davy, que le peroxide de fer retient plus opiniâtrement l'oxigène que le protoxide; car l'oxide rouge n'était pas décomposé par le chlore, tandis que l'oxide noir l'était. Phil. Trans. 1811, p. 26.

SECTION II.

Du Nickel.

On trouve, dans différentes contrées de l'Allemagne, un minéral pesant, d'un brun rougeâtre, qui a de la ressemblance avec le cuivre. Histoire.

En l'exposant à l'air, il y perd par degré son éclat, devient d'abord brunâtre, et finit par se couvrir de taches vertes. On le prit d'abord pour une mine de cuivre; mais comme on ne pouvait pas parvenir à en extraire la moindre portion de ce métal, les mineurs lui donnèrent le nom de *kupfernichel*, ou (faux cuivre). Hierne, qu'on peut considérer comme le père des chimistes suédois, est le premier qui ait parlé de ce minéral. Il en donna la description dans un traité qu'il publia en 1694, sur l'art de découvrir les métaux. Les minéralogistes le regardaient toujours comme une mine de cuivre, lorsque Cronstedt annonça, par le détail de ses expériences, inséré dans les transactions de Suède en 1751 et 1754, qu'il avait reconnu que ce minéral contenait un métal nouveau, auquel il avait donné le nom de *nickel*.

Cette opinion fut adoptée par tous les Suédois et même par le plus grand nombre des chimistes. Quelques-uns cependant, Sage et Monnet entre autres, affirmèrent que ce n'était point un nouveau métal, mais seulement un composé de différens métaux connus, qu'on pouvait séparer les uns des autres, par les procédés ordinaires. Ces assertions portèrent Bergman à entreprendre une suite d'expériences sur cette substance, afin d'obtenir, s'il était possible, le *nickel* à l'état de pureté; car Cronstedt n'avait pu parvenir à en séparer la portion d'arsenic, de cobalt et de fer, qui y adhère fortement. Ces expériences, publiées en 1775*, confirmèrent pleinement les conclusions de Cronstedt. Bergman prouva que le nickel possède des propriétés particulières; qu'il ne peut être réduit en aucun autre métal, ni formé artificiellement par aucune combinaison de métaux: d'où il conclut qu'il devait être considéré comme un métal particulier. Il est possible

* Bergman. II, 231.

qu'il soit, de même que plusieurs autres métaux, un composé; mais nous devons admettre comme substance particulière, toute substance qui a des propriétés distinctes, et comme corps simple, tout corps qu'on n'a pu encore prouver être un composé. Autrement, ce serait abandonner la véritable route de la science, pour se jeter dans les sentiers de l'illusion et de l'erreur.

On obtient très-difficilement le nickel pur. Il est toujours combiné avec plusieurs autres métaux, dont il est extrêmement difficile de le séparer. C'est à la présence de ces métaux, qui en déguisent les propriétés, qu'on doit attribuer l'hésitation qu'on a mise à l'admettre comme métal particulier. Depuis que l'art de l'analyse des métaux a été sensiblement perfectionné, des chimistes distingués se sont particulièrement occupés de recherches sur ce métal, et on a publié plusieurs procédés pour l'obtenir dans son état de pureté: car le métal cassant qui se vend dans le commerce pour le nickel, contient du fer et de l'arsenic en abondance, un peu de cobalt, de de cuivre et de bismuth. Les premières expériences faites, après celles de Bergman, sur la purification du nickel, sont celles de l'École des mines de Paris, dont Fourcroy a publié un extrait [1]. Leur méthode était longue et incomplète. Depuis la publication de ces expériences, il a été proposé par différens chimistes, et dans les mêmes vues, au-moins huit autres procédés, tous très-ingénieux, et présentant chacun des avantages et des inconvéniens particuliers [2].

Richter [3] publia, en 1804, un mémoire fait avec soin sur le nickel; et en 1811 [4], Tupputi fit connaître une série d'expériences intéressantes qu'il avait faites sur ce métal et ses combinaisons. Rothoff fit dans le même temps une analyse bien exacte de ses oxides [5].

Réduction. Tupputi se procurait le nickel pur en procédant ainsi qu'il

[1] Discours préliminaire, p. 117.

[2] M. Philips publia un procédé dans le Phil. Mag. XVI, 312. Proust, un autre dans le Journal de Phys. LVII, 169. Thénard, un autre. Ann. de Chim. I. 119. Bucholz, un autre. Jour. de Gehlen. II, 280, et III, 201. Tilloch, un cinquième. *Ibid.* III, 244; et Proust, un sixième. Ann. de Chim. LX, 275.

[3] Gehlen's Journal. III, 244.

[4] Ann. de Chim. LXXVIII, 133.

[5] Berzelius's Larbok i kemien. II, 311.

suit : après avoir réduit en poudre fine la mine, on la substance impure connue dans le commerce sous le nom de *speiss*, il la mettait en digestion avec deux fois et demie son poids d'acide nitrique étendu de son poids égal d'eau. Lorsque l'action de l'acide ne se manifeste plus, on filtre la dissolution pour en séparer une certaine quantité d'acide arsénieux qui y existe à l'état pulvérulent. On évapore la liqueur filtrée, jusqu'aux trois quarts de son volume. Il se précipite une grande partie de l'acide arsenieux en cristaux qu'on sépare par le filtre. Alors on verse peu-à-peu dans le liquide filtré encore chaud, une dissolution de carbonate de soude, jusqu'à ce que le précipité qui se produit, commence à prendre la couleur verte *. On filtre la liqueur, on l'étend à grande eau, et après y avoir ajouté un excès d'acide, on y fait passer un courant de gaz acide hydrosulfurique, afin d'en précipiter tout l'arsenic, qui se dépose à l'état de flocons jaunes. Lorsqu'il ne se forme plus de précipité ou de trouble visible dans la liqueur, on la filtre de nouveau, et on y verse une quantité de potasse suffisante pour précipiter l'oxide de nickel, qui reste alors combiné avec l'acide nitrique. On mêle cet oxide avec trois pour cent de résine, on en fait une pâte avec de l'huile, et on la soumet dans un creuset de charbon au feu de forge le plus violent. On obtient un culot métallique qui est de nickel pur.

Méthode plus simple.

Mais on peut employer un procédé beaucoup plus court pour se procurer le nickel dans un très-grand état de pureté. On dissout le speiss dans l'acide sulfurique, en ajoutant la quantité d'acide nitrique nécessaire pour opérer la dissolution. Après avoir concentré cette dissolution, on l'abandonne à elle-même. Il s'y forme de beaux cristaux verts de sulfate de nickel; lorsqu'on a recueilli une suffisante quantité de ces cristaux, on les fait dissoudre dans l'eau et cristalliser une seconde fois. Si dans cet état on les dissout dans l'eau, et qu'on décompose la dissolution par un alcali, l'oxide pur de nickel se précipite. On le réduit comme dans le procédé ci-dessus décrit, à l'état métallique.

* Ce qui se précipite d'abord ce sont de l'arseniate de fer en flocons d'un blanc jaunâtre, puis de l'arseniate de cobalt, sous la forme de flocons de couleur rose, mêlé avec de l'arseniate de cuivre et un peu d'arseniate manganèse.

Propriétés. I. Le nickel, aussi pur qu'il est possible de l'obtenir, est d'une belle couleur blanche semblable à celle de l'argent; et, comme ce métal, il laisse une trace blanche quand on le frotte sur la surface polie d'une pierre dure [1].

Il est beaucoup plus mou que le fer. Sa pesanteur spécifique est, suivant Richter de 8,279, lorsqu'il a été fondu, et de 8,666 lorsqu'il a été écroui [2]; mais Tourte trouva la pesanteur spécifique du nickel de Richter de 8,402, et de 8,932 après avoir été fortement écroui [3]. Suivant Tupputi, elle est de 8,380, et de 8,820 lorsqu'il a été forgé [4].

Il est malléable à chaud comme à froid, et peut être facilement réduit en feuilles de 0,0025 d'épaisseur [5].

Il est attirable à l'aimant; et comme l'acier, il peut être converti lui-même en aimant. Dans cet état il se dirige vers le nord, lorsqu'il est suspendu en liberté, comme une aiguille magnétique ordinaire [6].

Suivant Lampadius, son énergie magnétique est à celle du fer, comme 35 est à 55 [7].

Il exige, pour sa fusion, une température au-moins équivalente à 160° de Wedgevood [8]. On ne l'a pas encore obtenu cristallisé.

Il n'est point altéré par son exposition à l'air, ni par son contact avec l'eau [9].

Il paraît résulter des expériences de Tupputi, que les préparations du nickel sont des poisons.

II. Lorsqu'on chauffe modérément le nickel, il se ternit promptement; et, d'après les observations de Tourte, il paraît qu'il éprouve à-peu-près les mêmes changemens de

---

[1] Fourcroy, *Disc. prélim.* p. 117.

[2] Gehlen's Jour. III, 252.

[3] Gehlen's Journal, für die Chemie, Physick und Mineralogie. VII, 444. Il paraît, d'après les expériences de Lampadius, que le nickel contient du cobalt et de l'arsenic. Tromsdorf's Journal. XVI, 40, cité par Tupputi.

[4] Ann. de Chim. LXXVIII, 140.

[5] Richter, *Gehlen's Jour.* III, 252.

[6] Bergman, Klaproth, Fourcroy, Richter, etc. M. Chenevix avait annoncé une méthode pour se procurer du nickel qui n'était pas attirable à l'aimant; mais il s'est assuré depuis que cette particularité était due à la présence de l'arsenic.

[7] Annals of Philosophy. V, 62.

[8] Bergman. II., 269. Suivant Richter, il fond au même degré de chaleur que le manganèse.

[9] Richter, *ibid.*

couleur que l'acier lorsqu'on le trempe. Il devient d'abord légèrement jaunâtre, puis jaune foncé, ensuite bleu-violet léger, et enfin tout-à-fait bleu-grisâtre[1]. Nous connaissons actuellement deux oxides de nickel: le protoxide est d'un *gris-cendré noirâtre*, et le peroxide est *noir*.

Protoxide.

1. Tupputi ne put parvenir à oxider complètement le métal, quelque long-temps que fût continuée la chaleur à laquelle il l'avait soumis. On obtient aisément le protoxide en dissolvant le nickel dans l'acide nitrique, en précipitant la dissolution par la potasse, en lavant ensuite le précipité, et en le chauffant au rouge pour l'avoir parfaitement sec. Nous allons présenter ici les résultats des expériences qui ont été faites pour déterminer la quantité d'oxigène dans cet oxide.

Proust.. [2].	100 nickel	+ 26	oxigène.
Richter.. [3].	100	+ 28,2	
Tupputi. [4].	100	+ 27	
Rothoff.. [5].	100	+ 27,255	
Klaproth. [6].	100	+ 32,5	

Pour nous mettre en état de reconnaître lequel de ces nombres est le plus correct, nous prendrons pour terme de comparaison le sulfate de nickel. Ce sel consiste, suivant les expériences de Tupputi, en:

Acide sulfurique. . . .	100.	5
Protoxide de Nickel. .	87,26. . .	4,362.

Donc, d'après cette analyse, le nombre équivalent pour le protoxide de nickel est 4,362; nous pouvons, sans erreur sensible, le considérer comme étant 4,375; et dans cette supposition, le protoxide étant formé de 1 atôme métal, et de 1 atôme oxigène, ses parties constituantes seront:

Nickel.	100
Oxigène.	29,63.

Cette composition est celle qui s'accorde le mieux avec la

---

[1] Gehlen's Journal, für die Chemie, Physik, etc. VII, 443.
[2] Ann. de Chim. LX. 272.
[3] Gehlen's Journal. III, 258.
[4] Ann. de Chim. LXXVIII, 144.
[5] Berzelius, *Larbok i Kemien*. II, 311.
[6] Ann. de Chim. LXXXV, 68.

détermination de Richter, qui elle-même paraît se rapprocher le plus de la vérité. Le poids d'un atôme de nickel est 3,375.

Le protoxide de nickel est sans saveur; il se dissout dans les acides, avec lesquels il forme des dissolutions d'un vert gazon. Il est soluble aussi dans l'ammoniaque, et cette dissolution, suivant Richter, est d'un bleu-pâle.

Peroxide. 2. Thénard est le premier qui ait examiné le peroxide de nickel. On peut le former en faisant passer un courant de vapeur de chlore à travers de l'eau qui tient le protoxide de nickel en suspension. Il s'en dissout une partie, et le reste acquiert une couleur noire. Cet oxide est, ainsi que l'autre, soluble dans l'ammoniaque; mais la dissolution se fait avec effervescence, ce qui est dû à la décomposition d'une partie de l'ammoniaque par la combinaison de son hydrogène avec partie de l'oxigène de l'oxide. Une effervescence semblable accompagne la dissolution de cet oxide dans les acides. Elle est produite par la séparation d'une portion de son oxigène à l'état de gaz [1].

Le peroxide de nickel paraît contenir, d'après les expériences de Rothoff, une fois et demie autant d'oxigène que le protoxide, et, par conséquent, il est composé de

Nickel.	100
Oxigène.	44,445.

Pour faire disparaître l'anomalie de la moitié d'atôme, il nous faut considérer le peroxide comme étant formé de 2 atômes de nickel et 3 atômes d'oxigène, et alors son poids sera 9,75. D'après les expériences de Thénard, il paraît que ce peroxide ne peut se combiner avec les acides sans abandonner son excès d'oxigène, et être réduit à l'état de protoxide.

Chlorure. III. Le nickel ne brûle point dans le chlore; son oxide n'éprouve aucun changement lorsqu'il est chauffé au rouge dans ce gaz [2]; mais le chlorure de nickel peut être formé en laissant le nickel en contact avec le chlore, ou en sublimant l'hydrochlorate de nickel desséché. Le chlorure est une substance de couleur olive dont les propriétés n'ont point été examinées.

IV. L'iodure de nickel est encore inconnu.

V. Nous ne connaissons point de composé de nickel et de

[1] Thénard, *Ann. de Chim.* L. 125.
[2] Davy, *Phil. Trans.* 1811, 25.

fluor, et ce métal ne semble pas susceptible de s'unir avec l'azote ou l'hydrogène.

VI. Le nickel contient toujours, suivant Tupputi, une portion de carbone; lorsqu'il a été préparé par le procédé décrit au commencement de cette section. Lorsqu'on le dissout dans les acides, il abandonne ce carbone à l'état de charbon. Carbure.

VII. On ne connaît point de combinaison du nickel avec le bore ou le silicium.

VIII. On obtient le phosphure de nickel, soit en fondant ce métal avec le verre phosphorique, soit en y projetant du phosphore lorsqu'il est chauffé au rouge. Ce phosphure est blanc; sa cassure offre des prismes très-déliés réunis ensemble. Lorsqu'il est chauffé, le phosphore brûle et le métal est oxidé. Il est composé de 83 parties de nickel et de 17 de phosphore [1]. Cependant le nickel qui servit à cette opération n'était pas pur. Phosphure.

Suivant Lampadius, le phosphure de nickel est composé de 100 nickel et 15 phosphore, ou de 3 atômes de nickel + 1 atôme de phosphore. Il annonce que ce phosphure est d'un blanc d'étain avec éclat métallique. Il est médiocrement dur, et très-cassant; sa cassure est feuilletée, et il n'est pas attirable à l'aimant [2].

IX. Cronstedt trouva qu'on peut aisément former le sulfure de nickel par la fusion. Celui qu'il obtint ainsi, était jaune, dur, et à petites facettes étincelantes; mais le nickel dont il se servait n'était pas pur. Sulfure.

Lampadius décrit le sulfure de nickel, comme étant d'un blanc jaunâtre; il le trouva composé de 100 nickel + 10 de soufre [3]: ce qui l'établirait formé de 6 atômes de nickel et de 1 atôme de soufre; mais il est vraisemblable que cette détermination de composition était incomplète. Le sulfure de nickel n'est pas attirable à l'aimant.

X. Le nickel se combine facilement avec l'arsenic; et en effet on le trouve rarement sans être uni en plus ou moins grande proportion avec ce métal. Cet alliage a une nuance de rouge, il est très-dur, et sa pesanteur spécifique est de Alliage avec l'arsenic.

[1] Pelletier, *Ann. de Chim.* XIII, 135.
[2] Annals of Philosophy. IV, 63.
[3] *Ibid.*

beaucoup inférieure à celle moyenne des deux métaux. Il n'est pas magnétique. L'arsenic a la propriété remarquable de détruire la propriété magnétique du fer, et de tous les autres métaux qui la possèdent.

Avec le fer. XI. On ne connaît point d'alliages du nickel avec le tellure, les bases métalliques des alcalis fixes, des terres alcalines et des terres pures. Il se combine aisément avec le fer; mais les propriétés de cet alliage n'ont pas été examinées. Suivant Lampadius, un alliage de 5 parties de nickel et 2 parties de fer, est médiocrement dur, tout-à-fait malléable, et il a la couleur de l'acier [1].

SECTION III.

Du Cobalt.

Histoire. I. On employait depuis le quinzième siècle, dans plusieurs contrées de l'Europe, pour donner au verre une couleur bleue, un minéral gris et très-pesant, sans en connaître la nature, lorsqu'en 1733, Brandt l'ayant examiné, y découvrit un métal nouveau, auquel il donna le nom de *cobalt* [2]. On

[1] Annals of Philosophy. V, 62.

[2] Le mot *cobalt* paraît être dérivé de celui *cobalus*, nom d'un esprit qui, suivant les notions superstitieuses de ces temps-là, fréquentait les mines, détruisait les travaux des mineurs, et leur causait souvent beaucoup de peines inutiles. Il est probable que les mineurs appelèrent ainsi ce minéral, qu'on ne regardait pas comme susceptible d'être employé à aucun usage, et qu'on laissait de côté, parce qu'à raison des fausses espérances qu'il leur donnait, et de ce qu'il rendait souvent leurs travaux sans fruit, il les tourmentait autant que l'esprit supposé. L'usage s'était introduit autrefois dans l'office des églises d'Allemagne de prier Dieu à l'effet de préserver les mineurs et leurs travaux des *kobalts* et *esprits*. Beckman's, History of Inventions. II. 362.

Mathesius, en parlant, dans son 10e sermon, de la *cadmie fossile* (probablement mine de cobalt), dit: « Vous, mineurs, l'appelez *cobolt*, les Allemands l'appellent le diable noir, les vieilles prostituées et sorcières du diable, le noir et vieux *kobel*; qui, par leurs maléfices, nuisent aux peuples et à leurs bestiaux. »

Lehmann, Paw, Delaval, et plusieurs autres savans ont supposé que l'*émail* (oxide de cobalt fondu avec le verre et réduit en poudre) était connu des anciens, et qu'ils s'en servaient pour donner au verre cette belle couleur bleue qu'on remarque encore dans quelques-uns de leurs ouvrages; mais il résulte de l'analyse qu'a faite Gmelin

trouve dans la Cadmialogie de Lehmann, publiée en 1761 [1], de grands détails sur l'histoire et les propriétés de ce métal. Bergman confirma en 1780, dans plusieurs dissertations, la découverte de Brandt, et y ajouta quelques faits [2]. On ne s'en était presque pas occupé depuis, lorsqu'en 1798, il fut publié un mémoire de M. Tassaert, sur ce métal [3]. On entreprit, en 1800, à l'École des mines de Paris, un travail suivi, qui avait pour objet d'obtenir le cobalt parfaitement pur, et d'en reconnaître les propriétés dans cet état [4]. Thénard fit en 1802, sur ce métal, une nouvelle série d'expériences qui répandirent de grandes lumières sur ses combinaisons avec l'oxigène [5]. En 1806, Proust publia une suite d'expériences sur le même sujet [6]. On s'est attaché en dernier lieu, avec beaucoup de soin, à chercher une méthode pour purifier ce métal; mais il ne paraît pas qu'on en ait trouvé aucune jusqu'à présent qui soit parfaitement exempte de toute objection [7].

Propriétés.

1. Le cobalt est d'un gris un peu rosé et sans aucun éclat. Sa texture varie suivant le degré de feu qu'on a employé pour le fondre. Il est ou lamelleux, ou grenu, ou fibreux [8]. Ce métal n'a ni odeur, ni saveur sensibles.

2. Il est mou; sa pesanteur spécifique, suivant Tassaert, est 8,5384 [9], et suivant Lampadius 8,7 [10].

3. Il est cassant et se réduit aisément en poudre; mais, s'il faut en croire Léonhardi, il est un peu malléable lors-

---

de quelques morceaux de leur verre, que cette couleur *bleue* n'était pas due à la présence du *cobalt*, mais à celle du *fer*.

La mine de cobalt fut employée pour la première fois, suivant Lehmann, à colorer le verre en bleu, vers l'an 1540, dans la manufacture de verre de Christophe Schurer, à Platten.

[1] *Cadmialogia oder geschichte des farben kobolds.*

[2] Opusc. II. 444, 501; et IV, 371.

[3] Ann. de chim. XXVIII, 101.

[4] Fourcroy, *Disc. prélim.* p. 114.

[5] Ann. de Chim. XLII, 210.

[6] Ann. de Chim. LX, 260.

[7] Richter, Gehlen's Jour. II, 53. Bucholz, *ibid.* III. 201 Phillips, Phil. Mag. XVI, 312.

[8] Journ. de l'École des Mines.

[9] Ann. de chim. XXVIII, 99.

[10] Telle qu'elle est établie par Berzelius, Larbok i Kemien, II, 295. Bergman, les chimistes français et Hatchett ne déterminèrent cette pesanteur spécifique qu'à 7,7; mais il est évident que leurs échantillons étaient impurs.

qu'il est chauffé au rouge. On ne connaît pas son degré de ténacité.

4. Il fond à 130° de Wedgewood; mais il ne se volatilise à aucun degré de chaleur que nous puissions produire. Si, en le laissant refroidir lentement, on incline le creuset où il a été fondu, au moment où sa surface se fige, à mesure que la portion liquide s'en écoule, celle qui adhère à la surface figée offre des cristaux en prismes irréguliers [1].

5. Il est, comme le fer, attirable à l'aimant; et il résulte des expériences de Wenzel, qu'il peut être lui-même converti en un aimant avec toutes les propriétés de l'aiguille magnétique ordinaire.

S'oxide. II. Le cobalt n'éprouve aucune altération à l'air, ni lorsqu'il est gardé sous l'eau, son affinité pour l'oxigène n'étant pas assez forte pour en opérer la décomposition.

Lorsqu'on le tient chauffé au rouge dans un vaisseau ouvert, il absorbe peu-à-peu de l'oxigène, et se convertit en une poussière, bleue d'abord, qui devient par degrés d'une couleur de plus en plus foncée, et finit par être noire, ou plutôt d'un bleu si intense qu'il semble noir. A une chaleur très-violente, le cobalt prend feu et brûle avec une flamme rouge.

Le cobalt se combine avec l'oxigène en deux proportions, et forme deux oxides; le protoxide est *bleu*, et le peroxide est *noir*.

Protoxide. 1. On forme le protoxide de cobalt en précipitant, par la potasse, une dissolution de cobalt dans l'acide nitrique. Le précipité est de couleur bleue, mais en le faisant sécher à l'air, il passe par degrés au noir. En tenant cette poudre noire pendant une demi-heure au rouge cerise, la chaleur en dégage l'oxigène qu'elle avait absorbé en séchant à l'air, et sa couleur est changée en un beau bleu. Cet oxide bleu se dissout dans les acides sans effervescence. Sa dissolution dans l'acide hydrochlorique est verte, lorsque cet acide est concentré; s'il est étendu d'eau, elle est rose. Sa dissolution dans les acides sulfurique et nitrique est toujours rose [2]. Proust

---

[1] Fourcroy. V, 137.

[2] Annales de Chimie. XLII, 213.

et Rothoff ont analysé cet oxide ; ils ont obtenu pour résultats, savoir :

Proust[1].	100 cobalt	+	19,8 oxigène.
Rothoff[2]. . . .	100	+	27,3.

Il paraît, d'après les expériences de Rothoff, que le peroxide de cobalt, par sa conversion en protoxide, abandonne 9,7 d'oxigène; d'où l'on voit que l'oxigène, dans les deux oxides, est comme les nombres 2 à 3. Cette dernière analyse, qui paraît être d'une grande précision, donnerait pour le protoxide de cobalt :

Cobalt.	100
Oxigène.	27,36

Il en paraîtrait résulter que le poids d'un atôme de cobalt est 3,625. En partant de cette supposition, qui paraît se rapprocher de très-près de la vérité, le protoxide de cobalt est composé de

Cobalt. . . .	3,625. . . .	100.
Oxigène. . . .	1.	27,58.

2. Lorsqu'on fait sécher à l'air, à l'aide de la chaleur, le protoxide de cobalt nouvellement précipité de sa dissolution dans un acide, il prend une couleur puce, qui devient de plus en plus foncée, et finit par être noire : c'est le peroxide de cobalt. Il se dissout avec effervescence dans l'acide hydrochlorique, et il se dégage du chlore en abondance. En combinant les expériences de Rothoff avec la précédente détermination de la composition du protoxide, celle du peroxide consiste en Peroxide.

Cobalt.	100
Oxigène.	36,77

Pour rapporter cette composition à la théorie atomique, nous devons considérer cet oxide comme étant formé de 2 atômes de cobalt, et de 3 atômes d'oxigène; et dans cette supposition son poids sera 10,25.

III. Le cobalt brûle lorsqu'il est légèrement chauffé dans Chlorure.

[1] Ann. de Chim. LX, 267.
[2] Annals of Philosophy. III, 356.

le chlore. Il se forme un chlorure, qui n'a point été examiné.

Iodure. IV. On n'a point fait de recherches sur l'*iodure* de cobalt, de même que sur l'action du métal sur le fluor. Il ne paraît pas susceptible de se combiner avec l'azote ou l'hydrogène; nous ne connaissons point les composés qu'il forme avec le carbone, le bore ou le silicium.

Sulfure. V. Le cobalt ne s'unit point au soufre par la fusion; mais si on fait fondre ce métal avec le soufre en état de combinaison avec la potasse, l'union est très-intime, et il en résulte un sulfure de cobalt d'un blanc jaunâtre, avec indice de cristallisation, et qui peut à peine être décomposé par la chaleur.

On peut, suivant Proust, former le sulfure de cobalt en chauffant ensemble l'oxide de cobalt et le soufre. Cet oxide, d'après ses expériences [1], est composé de

Cobalt.	100
Soufre.	39,86.

Mais cette composition ne doit pas donner beaucoup de confiance dans ces expériences. Si le sulfure de cobalt est formé de 1 atôme cobalt + 1 atôme de soufre, ses parties constituantes seront :

Cobalt.	3,625.		100
Soufre.	2		55,16

Phosphure. VI. En projettant de petits morceaux de phosphore dans du cobalt chauffé au rouge, on obtient un phosphure de cobalt qui contient environ 0,066 de phosphore. Il est blanc et fragile, et perd promptement à l'air son éclat métallique. Le phosphore en est séparé par la chaleur, et le métal est oxidé. Ce phosphure est beaucoup plus fusible que le cobalt pur [2].

VII. Nous ne connaissons point les alliages du cobalt avec l'arsenic, le tellure, les bases métalliques des alcalis fixes, des terres alcalines et des terres pures.

Alliage avec le fer. VIII. L'alliage du cobalt avec le fer est très-dur, et il se rompt difficilement. Le cobalt contient généralement un peu de fer, dont il est très-difficile de le séparer.

---

[1] Ann. de Chim. LX, 272.
[2] Pelletier, *Ann. de Chim.* XIII, 134.

SECTION IV.

Du Manganèse.

I. On se servait, depuis bien long-temps, dans les verreries, d'un minéral de couleur grise ou brune, appelé *manganèse*, en latin *magnesia*, à cause de sa ressemblance avec le *magnès* ou aimant, suivant l'opinion de Boyle, qui en découvrit une mine en Angleterre. Glauber, en 1656[1], et Waiz, en 1705[2], firent quelques expériences sur ce minéral, auquel les chimistes ne semblaient pas faire beaucoup d'attention. La plupart des minéralogistes s'accordaient à le regarder comme une mine de fer; mais Pott, qui publia en 1740 le premier examen chimique de cette substance, s'étant assuré que souvent elle contient à peine du fer, Cronstedt l'établit dans son *Système de Minéralogie*, qui parut en 1758, comme consistant principalement en une terre d'une nature particulière. Rinman examina de nouveau ce minéral, en 1765[3] et en 1770. Kaim fit connaître, à Vienne, les résultats des expériences qu'il avait faites pour prouver qu'on en pouvait extraire un métal différent de tous ceux alors connus[4]. Bergman, à qui la même idée était déjà venue, avait engagé Schéele, en 1771, à entreprendre un travail suivi sur le manganèse. La dissertation de ce dernier chimiste sur cette substance, qui parut en 1774, est un chef-d'œuvre d'analyse, et contient quelques-unes des plus importantes découvertes de la chimie moderne. Bergman annonça aussi, dans la même année, que le minéral alors appelé *manganèse*, était un oxide métallique[5] dont il avait plusieurs fois essayé sans succès d'opérer la réduction, parce que toute la masse se transformait en scories, ou bien il ne s'en séparait que de petits globules attirables à l'aimant. Cette difficulté de fusion le porta à soupçonner que le métal qu'il cherchait, avait beaucoup d'analogie avec le platine; Histoi.e.

[1] Prosperitas Germaniæ.
[2] Weigleb's Geschichte. I, 127.
[3] Mém. Stockholm. 1765, p. 235.
[4] De Metallis dubiis. I'. 48.
[5] Opusc. II, 201.

cependant le docteur Gahn, qui avait fait des expériences sur le même minéral, parvint à en obtenir le métal par le procédé suivant. Il enduisit l'intérieur d'un creuset de poussière de charbon humectée d'eau; il mit dans ce creuset un peu du minéral dont il forma une boule avec de l'huile, et il le remplit de poussière de charbon. Il luta un autre creuset sur celui-ci, et exposa le tout pendant environ une heure, à une chaleur très-intense. Il trouva au fond du creuset un bouton métallique, ou plutôt un certain nombre de petits globules métalliques, dont le poids correspondait aux 0,33 de celui du minéral employé[1]. Il est aisé de voir par quels moyens cette réduction s'effectua; l'oxigène de l'oxide attiré par le charbon, avait abandonné le métal et celui-ci restait. Ce métal ainsi obtenu, et qui est appelé *manganèse*, fut depuis l'objet de recherches plus étendues, faites par Ilseman, en 1782, Hielm, en 1785, et Bindheim, en 1789. Le docteur John a publié en 1807 une longue suite d'expériences sur ce métal et ses combinaisons[2].

Propriétés. 1. Le manganèse, lorsqu'il est pur, est d'un blanc tirant sur le gris, ressemblant à la fonte de fer, et il a un grand éclat. Sa texture est grenue; il n'a ni saveur ni odeur; il est plus mou que le fer fondu et peut être attaqué par la lime. Sa pesanteur spécifique est 8,013[3].

2. Il est très-cassant, et ne peut être écroui ni tiré en fils. On ne connaît pas sa ténacité; sa cassure est inégale, et sa texture à grains fins.

3. Il ne se fond, suivant Morveau, qu'à la température de 160° de Wedgewood, et par conséquent, il est un peu moins fusible que le fer.

4. Il n'est pas attirable à l'aimant lorsqu'il est pur, même lorsqu'il est réduit en poudre; mais une très-petite quantité de fer le rend magnétique.

S'oxide. II. Le manganèse se combine très-rapidement avec l'oxigène de l'atmosphère; il perd promptement son éclat à l'air, et devient successivement gris, violet, brun et noir. Cette altération dans sa couleur a lieu encore plus promptement, lorsqu'on chauffe le métal avec le contact de l'air. Lorsqu'on le

---

[1] Bergman. II, 211.
[2] Gehlen's Journal für die Chemie und Physik. III, 452.
[3] John, *Gehlen's Journal*. III, 460.

met dans l'eau, il décompose ce liquide avec une très-grande rapidité. L'hydrogène qui se dégage a une odeur d'assa fœtida, ce qu'on suppose dû à une petite portion du métal qu'il en traîne avec lui.

Il a été fait trois séries d'expériences pour déterminer les oxides que forme le manganèse. Ils sont, suivant le docteur John, au nombre de trois, le *vert*, le *brun* et le *noir*. Le vert s'obtient en précipitant par un alcali le métal de ses dissolutions dans les acides, ou en le laissant pendant un temps suffisant dans l'eau. L'oxide noir, ou le *peroxide*, se trouve en abondance dans la nature. On forme l'oxide brun en exposant pendant quelque temps le noir à une chaleur rouge. Suivant le docteur John, ces oxides sont composés, savoir :

Le vert. . . .	100 manganèse	+	15 oxigène
Le brun. . . .	100 *id.*	+	25 *id.*
Le noir. . . .	100 *id.*	+	40 *id.*

Berzelius en combinant ses propres expériences avec celles du docteur John, reconnaît cinq oxides. Le premier, qui est *gris*, s'obtient en tenant pendant quelque temps le manganèse métallique dans une fiole fermée avec un bouchon de liége. Le second est *vert*, et c'est celui qui se produit lorsqu'on laisse séjourner le manganèse dans l'eau. Le troisième résulte de la dissolution du manganèse dans les acides, le quatrième de la calcination du nitrate de manganèse, et enfin le cinquième, ou le peroxide, existe dans la nature [1]. Suivant Berzelius, ces cinq oxides consistent, savoir :

1.	100 métal	+	7,0266 oxigène.
2.	100 *id.* .	+	14,0533 *id.*
3.	100 *id.* .	+	28,1070 *id.*
4.	100 *id.* .	+	42,16. . *id.*
5.	100 *id.* .	+	56,213. *id.*

Humphry-Davy obtint deux oxides de manganèse [2], l'*olive* et le *brun*. Il les trouva composés ainsi qu'il suit :

Olive.	100 métal	+	26,58 oxigène.
Brun.	100 *id.* . .	+	39,82 *id.*

[1] Ann. de Chim. LXXXIII, 169.
[2] Elements of chemical Philosophy, p. 367.

Le docteur John déclare que les analyses qu'il a faites de ces oxides ne correspondent aucunement. Les déterminations de Berzelius sont plutôt théoriques qu'expérimentales. Il doute de l'existence de son premier oxide, le seul qu'il examina; et il ne prouve pas qu'il y ait de la différence entre son second et son troisième oxide. On ne peut révoquer en doute l'existence de l'oxide vert du docteur John. Il constitue les bases des différens sels de manganèse. L'existence de l'oxide noir qui se trouve en abondance dans la nature, est également certaine. La poudre brune, qui reste lorsqu'on a chauffé au rouge l'oxide noir, est l'oxide intermédiaire de John : mais si l'on essaie de dissoudre cette poudre dans les acides, elle se sépare immédiatement en deux oxides de manganèse, le vert et le noir; d'où elle semblerait être tout simplement un mélange de ces deux oxides. Nous ne connaissons donc évidemment à présent que deux oxides de manganèse : le *protoxide*, qui, par sa combinaison avec les acides, forme les sels ordinaires de manganèse, et le peroxide qui existe dans la nature.

Protoxide. 1. Le meilleur moyen pour déterminer la composition de ce protoxide, semble être celui d'avoir recours aux sels dans lesquels il entre. Suivant le docteur John, le sulfate de manganèse est formé de

Acide sulfurique. . . .	100	5
Protoxide.	92,06. . . .	4,6

Le carbonate de manganèse consiste, d'après le même chimiste, en

Acide carbonique. . . .	100.	2,75
Protoxide.	163,46. . .	4,495

On voit, par le premier de ces sels, que le nombre équivalent pour le protoxide de manganèse, est 4,6, il est par le second 4,495; on peut donc, sans craindre de commettre une grande erreur, prendre le nombre 4,5 pour le véritable équivalent. Il deviendra alors évident que le protoxide est composé de

Manganèse.	3,5.	100
Oxigène.	1.	28,75

Ce résultat se rapproche de très-près du troisième oxide de Berzelius, et dans la réalité, ce troisième oxide est le *protoxide* de manganèse.

Le protoxide de manganèse est une poudre d'un vert olive, qui, exposée à l'air, en attire promptement l'oxigène et passe au noir. Combinée avec l'acide carbonique, il forme une poudre blanche.

b. Le peroxide de manganèse se rencontre en abondance dans la nature, et particulièrement dans le Devonshire, près Exeter. Il a, lorsqu'il est pur, une texture rayonnée d'un gris d'acier foncé, avec grand éclat et beauté. Il est cassant, très-mou, et tachant les doigts. Sa pesanteur spécifique est d'environ 4,7563. Chauffé au rouge, il abandonne au-delà de la dixième partie de son poids de gaz oxigène, et il se convertit en une poudre noire, sans éclat métallique. Cet oxide n'a jamais été examiné avec soin. Berzelius établit, par des considérations théoriques, sa composition ainsi qu'il suit : Peroxide.

Manganèse.	100
Oxigène.	56,213

Si nous supposons que la quantité d'oxigène dans ce peroxide est exactement le double de celle contenue dans le protoxide, ce que d'après les faits déjà connus, il y a tout lieu de considérer comme étant la proportion de ce principe dans le peroxide, alors il est formé de

Manganèse.	100
Oxigène.	57,5

Et le poids d'un atôme de ce peroxide sera 5,5.

III. Autant qu'on a pu le reconnaître jusqu'à présent, le manganèse se combine avec le chlore dans une seule proportion. Le chlorure de manganèse a été décrit pour la première fois par le docteur John Davy. Il l'obtint en dissolvant l'oxide noir de manganèse dans l'acide hydrochlorique, en évaporant la dissolution à siccité, et en chauffant au rouge, dans un tube de verre à ouverture très-étroite, le sel blanc, résidu de l'évaporation. Ce chlorure est d'une légère couleur pure d'œillet, et d'une texture à larges lames minces. Il se fond à une chaleur rouge, en vaisseaux clos, sans éprouver de changement; mais chauffé à l'air il est décomposé. L'acide hydrochlorique est séparé, et il reste l'oxide de manganèse. Ce chlorure étant abandonné dans un vaisseau ouvert, tombe en déliquescence, et se convertit en hydrochlorate de manganèse. Il est composé, suivant John Davy, de Chlorure.

Chlore. . . .	54. . . .	100. . . .	4,5
Manganèse..	46. . . .	85,18. .	3,83

Cette détermination ne correspond pas exactement avec le poids d'un atôme de manganèse, ainsi qu'il a été établi d'après les analyses, par John Davy, du sulfate et du carbonate de manganèse. Je ne serais pas surpris que le poids réel d'un atôme de manganèse fut 3,75; mais il faut attendre, pour se décider, les résultats d'expériences ultérieures sur ce sujet.

IV. Il n'a point encore été fait de recherches sur les combinaisons du manganèse et de l'iode.

V. Nous ne savons point quelle peut être l'action du fluor sur le manganèse. Ce métal ne se combine ni avec l'azote, ni avec l'hydrogène.

Carbure. VI. Le manganèse paraît être susceptible de se combiner avec le carbone. Ce composé se forme accidentellement dans les fonderies de fer. On le rencontre dans de petites cavités dans la masse du fer fondu, ce qui semble être dû à une cristallisation qui a eu lieu pendant le refroidissement de la masse. Il est en fines écailles, ayant l'éclat et l'aspect de l'acier, mais très-cassant. On l'avait considéré comme étant de la plombagine: mais le docteur Wollaston l'ayant examiné, trouva que des acides ont la propriété d'en séparer un peu de fer. Il reconnut que le résidu est un composé de carbone et de manganèse. C'est donc un carbure de ce métal.

VII. On ne connaît aucun composé de manganèse avec le bore ou le silicium.

Phosphure. VIII. La combinaison du phosphore avec le manganèse s'opère facilement en fondant ensemble parties égales du métal et de verre phosphorique, ou en jetant du phosphore dans du manganèse chauffé au rouge. Le phosphure de manganèse est blanc, cassant, grenu, avec disposition à cristalliser. Il ne s'altère point à l'air. Il est plus fusible que le manganèse. Lorsqu'on le chauffe, le phosphore brûle et le métal est oxidé [1].

Sulfure. IX. Bergman ne put réussir à combiner le manganèse avec le soufre; mais avec huit parties d'oxide noir et trois parties de soufre, il parvint à former un oxide sulfuré de manganèse. Cette substance est de couleur verte; elle donne, par l'action des acides, du gaz acide hydro-sulfurique [2]. On ne

[1] Pelletier, *Ann. de Chim.* XIII, 137.

[2] Bergman. II, 221.

peut néanmoins révoquer en doute que le soufre peut se combiner avec le manganèse, car Proust a trouvé le sulfure de manganèse natif dans celle des mines de tellure, connue sous le nom de mine d'or de Nagyag [1].

Vauquelin a également réussi à combiner le soufre avec le manganèse, en chauffant ensemble ces deux substances. Suivant ses expériences, le sulfure de manganèse est composé de

Manganèse.	74,5. . . .	100
Soufre.	25,5. . . .	34,22
	100,0 [2]	

On peut avec raison conclure de cette analyse, que le sulfure de manganèse est formé de 2 atômes de manganèse et de 1 atôme de soufre; dans cette supposition, ses parties constituantes sont :

Manganèse.	100
Soufre.	28,57

X. Nous ne connaissons pas les alliages que le manganèse peut former avec l'arsenic, le tellure, les bases métalliques des alcalis fixes, des terres alcalines et terres pures.

XI. Le manganèse se combine facilement avec le fer; et en effet on n'a peut-être jamais trouvé de fer entièrement exempt de mélange avec le manganèse. Le manganèse donne au fer une couleur blanche, et il le rend cassant. Nous voyons par les expériences de Berzelius que le manganèse entre comme partie constituante dans la fonte de fer. Alliage avec le fer.

XII. Les alliages du manganèse avec le nickel et le cobalt ne sont pas connus.

SECTION V.

Du Cérium.

On découvrit en 1750, dans la mine de cuivre de Bastnäs, à Ridderhytta, dans la Westmanie en Suède, un minéral qu'on confondit pendant quelque temps avec le *tungstène*, à Histoire.

[1] Journal de Physique. LVI, 1.
[2] Ann. du Mus. d'Hist. natur. 159.

raison de sa grande pesanteur. Ce minéral est opaque, de couleur de chair, avec des nuances différentes d'intensité, et très-rarement jaune. Il est rayé de blanc grisâtre, et devient d'un gris tirant sur le rouge lorsqu'il est broyé. Il est compacte, médiocrement dur, avec une cassure lamelleuse, à fragmens non déterminés. Sa pesanteur spécifique est évaluée, par Cronstedt, à 4,988 [1] par Klaproth, à 4,660 [2]; Hisinger et Berzelius l'ont trouvé de 4,489 à 4,619 [3]. M. d'Elhuyart, qui examina le premier ce minéral, s'assura, par l'analyse qu'il en fit, et qui fut publiée par Bergman en 1784, qu'il ne contenait point de tungstène.

On ne s'était pas occupé davantage de ce minéral, lorsque Klaproth annonça, en 1804 [4], qu'il y avait reconnu la présence d'une terre nouvelle qu'il nommait *ocroïte*. Il en envoya un échantillon à Vauquelin, qui, après avoir fait quelques essais sur ce nouveau produit, crut devoir hésiter à en déterminer la nature comme terre ou comme *oxide métallique* [5]. Dans ce même temps-là, Hisinger et Berzelius faisaient des recherches plus étendues sur ce minéral, qu'ils appelèrent *cérite*. Ils y découvrirent une substance particulière qu'ils considérèrent comme un oxide métallique, auquel ils donnèrent le nom de *cérium*, de celui de la planète de *Cérès* nouvellement découverte par Piazzi [6]; mais ces chimistes essayèrent en vain de réduire le prétendu oxide à l'état métallique. Les tentatives subséquentes de Gahn pour en opérer la réduction avec le charbon, au moyen d'une très-grande chaleur, ainsi que pour en former des alliages avec d'autres métaux, n'eurent pas plus de succès [7]. Vauquelin a depuis examiné de nouveau cette substance, mais il n'obtint pas de ses expériences des résultats entièrement satisfaisans [8]. Elles suffirent cependant pour en faire conclure que la substance essayée était un véritable métal différent de tous ceux alors connus, quoiqu'il

[1] Gehlen's Jour. II, 305.
[2] *Ibid.*
[3] *Ibid.* II, 398.
[4] Gehlen's Journal. II, 203.
[5] Ann. de Chim. L. 140.
[6] Gehlen's Jour. II, 297.
[7] *Ibid.* III, 215.
[8] Ann. de Chim. LIV, 28.

n'eût pu l'obtenir qu'en petits globules, à raison de sa nature réfractaire et de sa volatilité.

En 1814, Laugier a publié une nouvelle suite d'expériences sur le cérium [1]; il paraît l'avoir réduit à l'état métallique; mais au-lieu du métal pur, il n'obtint qu'un carbure de cérium. Hisinger s'était occupé, avant cette époque, de déterminer la composition des oxides de ce métal [2].

Comme on l'obtient.

Pour obtenir le cérium, on chauffait à un violent feu de forge dans un creuset brasqué renfermé dans un autre rempli avec du sable, la combinaison d'oxide de cérium avec l'acide tartarique mêlée avec un peu de noir de fumée et d'huile; on n'obtenait qu'un petit bouton métallique, qui excédait à peine la cinquantième partie de l'oxide de cérium mis en expérience. Ce bouton métallique était blanc, cassant, se dissolvant très-difficilement dans l'acide hydro-chloro-nitrique, et indiquant un mélange de fer et de cérium. On essaya de se procurer le métal en chauffant son tartrate dans une cornue de porcelaine, et ces essais ne réussirent pas mieux; la plus grande partie du cérium se dissipait, et il ne restait que de petits globules qu'on reconnaissait, comme auparavant, pour être un mélange de cérium et de fer [3].

Laugier a fait voir que l'acide oxalique précipite l'oxide de cérium en totalité, et qu'on le sépare ainsi du fer. Il exposait à une forte chaleur l'oxide de cérium provenant de l'oxalate, mis à l'état de pâte avec de l'huile. Il assure que le cérium n'est pas volatil; mais une expérience faite dans le laboratoire de M. Children prouve le contraire. L'oxalate de cérium que j'avais préparé fut exposé dans un creuset de charbon à la chaleur d'un fourneau, entretenue au moyen d'un soufflet, et cet oxalate fut volatilisé en totalité [4].

I. Les chimistes suédois se procurèrent l'oxide de cérium dans son état de pureté, par le procédé suivant. On mettait le minéral, réduit en poudre fine, en digestion dans de l'acide nitrique, jusqu'à ce que tout ce qui était soluble par cet acide en eût été séparé. La dissolution décantée étant évaporée à siccité, on dissolvait le résidu dans l'eau.

---

[1] Ann. de Chim. LXXXIX, 317.
[2] Mémoires de l'Académie de Stockholm pour 1813, et Annales de Philosophie. IV, 355.
[3] Ann. de Chim. LIV, 59.
[4] Annals of Philosophy. II, 147.

On versait alors dans la dissolution de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se formât plus de précipité. On dissolvait de nouveau dans l'acide nitrique le précipité bien lavé, et on ajoutait du *tartrate de potasse* [1] à cette dissolution. On chauffait au rouge le précipité qu'on en séparait; on le lavait bien ensuite avec du vinaigre, et on le faisait sécher : c'était dans cet état l'oxide pur de cérium [2].

Réduction. 1. Cet oxide est d'abord de couleur blanche; mais chauffé au rouge, il devient d'un brun rougeâtre.

2. Il perd de son poids, lorsqu'après avoir été mis à l'état de pâte avec de l'huile, on le chauffe dans un creuset de charbon. Poussé à un très-grand feu, sur le charbon il ne fond pas, mais il continue d'être en poudre. Il offre cependant quelques particules brillantes, et lorsqu'on le dissout dans l'acide hydrochlorique, il se dégage d'abord de l'acide hydro-sulfurique, et ensuite du gaz hydrogène pur [3].

S'oxide. II. D'après les expériences de Vauquelin et Hisinger, le cérium se combine avec deux portions d'oxigène. Le protoxide est blanc et le peroxide brun rougeâtre. Hisinger essaya de déterminer la proportion d'oxigène que ces oxides contiennent, par une analyse exacte de quelques-uns des sels qu'ils forment. Dans le peroxide il y a une fois et demie autant d'oxigène que dans le protoxide. Le protoxide, suivant Hisinger, est formé de :

Cérium.....	100
Oxigène.....	17,41
Le peroxide de	
Cerium..... ..	100
Oxigène.....	26,115

Il paraît donc, d'après ces expériences, que le nombre équivalent pour le protoxide de cérium est 6,75 : ce qui est un composé de 1 atôme de cérium et de 1 atôme d'oxigène; alors ses parties constituantes seraient :

Cérium. . .	5,75	. . . .	100
Oxigène. . .	1	. . . .	17,39

Nous pouvons supposer que le peroxide de cérium est

---

[1] Sel qui sera décrit ci-après.
[2] Gehlen's Journal. II, 401.
[3] Hisinger et Berzelius, *ibid.*

formé de 2 atômes cérium + 3 atômes oxigène, et alors le poids d'un atôme de ce peroxide sera 14,5.

III. On ne connaît aucune combinaison du cérium avec le chlore, le fluor, l'azote ou l'hydrogène.

IV. Suivant les expériences de Laugier, le cerium paraît susceptible de se combiner avec le carbone. Il obtenait ce carbure en chauffant dans une cornue le protoxide de cérium mis en pâte avec de l'huile, entouré de charbon. Le carbure ainsi produit était une matière noire, qui s'enflammait spontanément à l'air [1]. Carbure.

V. Lorsqu'on met un bâton de phosphore dans une dissolution de cérium par l'acide hydrochlorique, et qu'on laisse pendant quelques jours à l'étuve le vaisseau qui la contient, il se forme au fond et sur les parois de ce vaisseau un précipité blanc; le phosphore se recouvre d'une croûte brune, dure, visqueuse et qui luit dans l'obscurité. Lorsqu'on la chauffe, elle prend feu et abandonne une petite quantité d'oxide de cérium; mais cette expérience ayant été répétée, elle ne réussit pas [2]. Phosphure.

VI. L'hydrosulfure d'ammoniaque précipite d'abord le cérium en brun; mais cette couleur passe au vert foncé, à mesure qu'on ajoute de ce réactif. Le précipité devient d'un vert clair lorsqu'il est séché. Étant chauffé, il brûle et laisse l'oxide jaune de cérium; mais la couleur du précipité varie suivant l'état du cérium tenu en dissolution [3]. Sulfure.

VII. Gahn ne put parvenir à combiner le cérium avec le plomb; et jusqu'à présent on n'en a point essayé d'autre union avec les métaux, si l'on en excepte l'alliage du cérium et du fer obtenu par Vauquelin.

---

[1] Annales de Chimie. LXXXIX, 317.

[2] Hisinger et Berzelius. Ann. de Chim. LIV, 46.

[3] Hisinger et Berzelius, *ibid.* Le précipité que Vauquelin a obtenu était blanc, et ne contenait point d'acide hydro-sulfurique.

SECTION VI.

De l'Urane.

Histoire. I. On trouve dans la mine de Georges Wagsfort, à Johan-Georgenstadt en Saxe, un minéral qui y existe en partie pur, ou sans aucun mélange avec d'autres substances, et en partie stratifié avec différentes espèces de pierres et de terres. La première variété est de couleur noirâtre, tirant sur le gris foncé. Elle a peu d'éclat. Sa texture est serrée, et sa cassure présente, même dans les plus petites molécules, une surface en quelque sorte conchoïdale. Elle est entièrement opaque, passablement dure, et se réduit, par la pulvérisation, en une poudre noire. Sa pesanteur spécifique est d'environ 7,500. La seconde variété se distingue par sa couleur d'un plus beau noir, parsemée de quelques points rougeâtres. Elle est moins dure. On la reconnaît encore à son plus grand éclat qui ressemble à celui du charbon de terre, et à la nuance verte que prend sa couleur noire lorsqu'elle est réduite en poudre [1].

Ce fossile s'appelait *pechblende*, et les minéralogistes, induits en erreur par cette dénomination [2], l'avaient considéré comme une mine de zinc, jusqu'à l'époque où le célèbre Werner jugeant, par sa texture, sa dureté et sa pesanteur spécifique, que ce n'était pas une *blende*, le plaça parmi les mines de fer. On soupçonna depuis que ce minéral contenait le *tungstène*, et cette conjecture paraissait confirmée par les expériences de quelques minéralogistes allemands, publiées dans le journal des Mineurs [3], lorsque Klaproth, ayant soumis ce minéral à l'analyse en 1789, reconnut qu'il consistait principalement en une combinaison de soufre avec un métal particulier auquel il donna le nom d'*urane* [4].

---

[1] Klaproth, *Crell's Jour.* Trad. angl. I, 126.

[2] *Blende* est le nom qu'on donne aux mines de zinc.

[3] Crell's Annals.

[4] D'*Uranus* (Ouranos), nom donné par M. Bode à la nouvelle planète découverte par Herschell, et adopté par les astronomes allemands. Klaproth avait d'abord appelé ce métal *uranite*; mais il changea depuis ce nom en celui d'*urane*.

L'urane examiné depuis par Richter, a été plus récemment encore l'objet d'une suite d'expériences importantes publiées par Bucholz [1].

Préparation. Pour extraire l'urane de sa mine, on traite le minéral par l'acide nitrique, qui en dissout la portion métallique, et laisse la plus grande partie des corps étrangers. La dissolution contient ordinairement avec l'urane, du fer, du cuivre et de la chaux. En l'évaporant à siccité, et en exposant le résidu desséché à une chaleur ménagée, le fer est rendu insoluble dans l'eau distillée, qui peut se charger des autres substances dont on le sépare par ce moyen. En ajoutant de l'ammoniaque à cette dissolution, et en l'y laissant pendant quelque temps en digestion, elle retient le cuivre et précipite l'urane. Après avoir bien lavé le précipité avec de l'ammoniaque jusqu'à ce que la liqueur du lavage ait entièrement cessé d'être colorée, on le dissout dans l'acide nitrique. On concentre la dissolution par l'évaporation, et on la met à cristalliser. On retire les cristaux colorés en vert qu'elle produit, on les fait sécher sur du papier brouillard, on les dissout dans l'eau et on met de nouveau ce liquide à cristalliser. On parvient à séparer ainsi la totalité de la chaux qui aurait pu être présente, et les cristaux ne contiennent plus à la fin que l'oxide pur d'urane uni à l'acide nitrique. On les chauffe au rouge, et il reste une poudre jaunâtre qui est l'oxide d'urane. On mêle cette poudre avec une petite quantité de poussière de charbon, on expose le mélange à une chaleur violente, et l'oxide est réduit à l'état métallique [2].

Propriétés. 1. On n'a pu se procurer jusqu'à présent l'urane en masses un peu considérables, parce que la chaleur qu'il exige pour sa fusion est de beaucoup supérieure à celle qui peut être produite dans les fourneaux. Il résulte, des essais de Bucholz sur la fusion de ce métal, qu'on ne peut se servir avec avantage d'aucun flux pour la rendre plus facile; que sa propriété réfractaire ne peut être attribuée à la présence du fer, ainsi que l'avait soupçonné Richter; que la poudre de charbon en trop grande proportion, nuit à la fusion;

---

[1] Gehlen's Jour. IV, 17.

[2] Klaproth's Beitrage. II, 476. Traduct. anglaise; et Bucholz, Gehlen's Jour. IV, 19.

et que le meilleur moyen de l'opérer avec succès est de ne mêler l'oxide qu'avec les 0,05 de son poids de charbon. Il faut renfermer ce mélange dans un creuset de charbon, le garantir du contact de l'air, et l'exposer ainsi à la chaleur la plus forte possible. A celle équivalente à 170° de Wedgewood, Klaproth obtint une masse métallique poreuse d'une cohérence assez ferme; et Bucholz l'eut, à-peu-près, dans le même état.

2. L'urane obtenu par ce procédé, est de couleur gris-de-fer; il a beaucoup d'éclat. Il est assez mou pour céder à l'action de la lime; et, par conséquent, on ne connaît ni sa malléabilité ni sa ductilité. Sa pesanteur spécifique n'était, d'après les essais de Klaproth, que de 8,100; tandis que Bucholz l'a trouvée de 9,000.

II. Nous voyons, par les expériences de Bucholz ainsi que par celles de Schoübert [1], que l'urane est capable de s'unir à l'oxigène en deux proportions. Le protoxide est *blanc grisâtre*, mais le peroxide est *jaune*.

Protoxide. 1. Lorsqu'on chauffe l'urane au rouge avec le contact de l'air, il éprouve une sorte de combustion, il devient ardent comme un charbon embrâsé, et se convertit promptement en une poussière noire grisâtre, qui ne change plus par la continuation de la chaleur. Cette poudre est le protoxide d'urane. Suivant les expériences de Bucholz cet oxide est composé de

Urane.....	100
Oxigène [2].....	5,17

Mais Schoübert calcula, d'après l'hydrochlorate d'urane, la composition du protoxide, ainsi qu'il suit :

Urane.....	100
Oxigène.....	6,373 [3]

Comme les expériences de Schoübert furent faites avec soin, et que la manière dont il y procédait était susceptible

---

[1] Berzelius's Attempt to establish a pure scientific system of Mineralogy, p. 118.

[2] Bucholz, *Gehlen's Journal*. IV, 35.

[3] Berzelius's Attempt to establish a pure scientific system of Mineralogy, p. 118.

d'une plus grande précision que celle employée par Bucholz · nous adopterons son estimation comme étant la plus exacte [1].

Si le protoxide est un composé de 1 atôme du métal + 1 atôme d'oxigène, alors le poids d'un atôme d'urane sera 15,691. Nous considérerons 15,625 comme étant le nombre correct. Dans ce cas, le protoxide d'urane consiste en

Urane.	15,625	100
Oxigène. . . .	1	6,4

Peroxide.

2. L'urane, ou son protoxide, étant dissous dans l'acide nitrique, si on traite la dissolution avec un alcali, le métal est précipité à l'état d'un peroxide. On obtient le même peroxide en précipitant l'urane de sa dissolution dans les acides sulfurique ou hydrochlorique, et en l'exposant à l'air lorsqu'il est encore humide. Le peroxide, ainsi formé, après avoir été lavé et séché, est jaune, insipide et insoluble dans l'eau; il se dissout avec effervescence dans l'acide hydrochlorique, et avec dégagement de chlore. Cet oxide contient, d'après les expériences de Schoübert, une fois et demie autant d'oxigène que le protoxide : d'où il suit qu'il est formé de

Urane	100
Oxigène.	9,6

Et en le considérant comme devant consister en 2 atômes d'urane et 3 atômes d'oxigène, un atôme de ce peroxide pèsera 34,25.

III. Les composés que l'urane forme avec le chlore, l'iode et le fluor ne nous sont pas connus. Ce métal ne paraît pas susceptible de s'unir avec l'azote ni avec l'hydrogène, et nous ignorons s'il forme des combinaisons avec le carbone, le bore, le silicium et le phosphore.

Sulfure.

IV. Klaproth mêla le peroxide d'urane avec le double de son poids de soufre. Il chauffa le mélange dans une cornue, jusqu'à ce que la plus grande partie du soufre eût été chassée. Le résidu était une masse compacte d'un brun noirâtre. En augmentant la chaleur, le reste du soufre fut séparé laissant l'urane à l'état métallique sous la forme d'une poudre noire grossière et pesante *. Les expériences de Bucholz,

* Beitrage. II, 213.

quoique faites d'une autre manière, lui donnèrent à-peu-près les mêmes résultats; il faisait bouillir un mélange de soufre et d'oxide d'urane dans une dissolution alcaline jusqu'à siccité. Le résidu était chauffé au rouge, et traité ensuite avec l'eau distillée. Il resta une poudre brune noirâtre, et la dissolution présentait des cristaux en petites aiguilles de couleur rouge. Le composé qu'il avait obtenu ainsi donna, dans une expérience, du gaz acide hydro-sulfurique, en le dissolvant dans l'acide hydrochlorique: ce qui prouve que ce n'était pas un oxide sulfuré, mais un sulfure d'urane *.

V. On n'a aucune connaissance des combinaisons que l'urane est susceptible de former avec les autres métaux. Buchols n'ayant pu se procurer une quantité suffisante de ce métal, les expériences qu'il se proposait de faire à cet égard n'ont pu avoir lieu.

FAMILLE IV.

Les substances qui composent cette famille sont au nombre de sept, savoir :

1. Le zinc.
2. Le plomb.
3. L'étain.
4. Le cuivre.
5. Le bismuth.
6. Le mercure.
7. L'argent.

Ces substances, toutes métalliques, sont depuis long-temps connues et ordinairement employées aux usages auxquels servent les métaux. Elles sont précipitées de leurs dissolutions dans les acides à l'état métallique, dans l'ordre suivant lequel elles sont établies ci-dessus. Le zinc précipite tous les métaux qui sont placés après lui, et il n'est précipité par aucun d'eux; le plomb précipite tous ces métaux, excepté le zinc; l'étain, tous hors le zinc et le plomb; le cuivre ne précipite que le bismuth, le mercure et l'argent. L'argent est précipité par les six autres, mais il ne précipite lui-même aucun d'entre eux.

SECTION PREMIÈRE.

Du Zinc.

Histoire.

I. Les anciens avaient eu connaissance d'un minéral qu'ils appelèrent *cadmie*, du nom de Cadmus qui, le premier, en enseigna l'usage en Grèce. Ils savaient que ce minéral

* Gehlen's Journal. IV, 57.

fondu avec le cuivre formait l'airain; et qu'en le faisant brûler, il s'en volatilisait une espèce de cendre blanche qui pouvait être d'un emploi avantageux en médecine [1]. Ce minéral contenait le zinc en grande quantité, et cependant il ne reste aucune preuve que ce métal ait été connu des anciens [2]. Albert-le-Grand, qui mourut en 1280, est le premier qui en ait traité dans ses écrits d'une manière un peu détaillée; mais il est douteux qu'il l'eût jamais vu, car il le nomme *marcassite d'or*, ce qui doit faire supposer que le métal dont il parle, était de couleur jaune [3]. C'est dans les écrits de Paracelse, mort en 1541, qu'on le trouve pour la première fois désigné sous le nom de *zinc*. Il nous annonce gravement que c'est un métal, et que ce n'en est pas un; et il ajoute qu'il consiste principalement en cendres de cuivre [4]. On a aussi appelé ce métal *speltre*.

---

[1] Plin., lib. 34, cap. 2 et 10.

[2] Grignon dit bien qu'on découvrit quelque chose de semblable dans les ruines d'une ancienne cité romaine en Champagne; mais la substance qu'il prit pour ce métal ne fut point examinée avec attention. Il n'est donc pas possible de tirer aucune induction valable de son assertion. *Bulletin de fouilles d'une ville romaine*, p. 11.

[3] Les passages suivans, dans lesquels il en fait mention, me semblent prouver incontestablement que ce n'est pas le métal lui-même, mais bien les mines du métal, qu'Albert avait connues. *De Mineral.* lib. 2, cap. 11 *Marchasita, sive marchasida, ut quidam dicunt, est lapis in substantia, et habet multas species, quare colorem accipit cujuslibet metalli, et sic dicitur marchasita argentea et aurea, et sic dicitur aliis. Metallum tamen quod colorat eum non distillat ab ipso, sed evaporat in ignem et sic relinquitur cinis inutilis, et hic lapis notus est apud alchimicos, et in multis locis veniuntur.*

Lib. 3, cap. 10. *Æs autem invenitur in venis lapidis, et quod est apud locum qui dicitur goselaria est purissimum et optimum, et toti substantiæ lapidis incorporatum. Ita quod totus lapis est sicut marchasita aurea, et profundatum est melius ex eo quod purius.*.

Lib. 5, cap. 5. *Dicimus igitur quod marchasita duplicem habet in sui creatione substantiam, argenti vivi, scilicet mortificati, et ad fixionem approximantis, et sulphuris adurentis. Ipsam habere sulphureitatem comperimus manifesta experientia. Nam cum sublimatur, ex illa emanat substantia sulphurea manifeste comburens. Et sine sublimatione similiter perpenditur illius sulphureitas.*

Nam si ponetur ad ignitionem, non suscipit illam priusquam inflammatione sulphuris inflammetur et ardeat. Ipsam vero argenti vivi substantiam manifestatur habere sensibiliter. Nam albedinem præstat veneri meri argenti quemadmodum et ipsum argentum vivum et colorem in ipsius sublimatione cœlestium præstare, et luciditatem manifestam metallicam habere videmus, quæ certum reddunt artificem alchimiæ illam has substantias continere in race suâ.

[4] Vol. VI de son ouvrage, in-4°.

On n'a jamais trouvé en Europe le zinc à l'état de pureté. On avait découvert depuis long-temps une méthode pour l'extraire de sa mine [1]. Henkel en indiqua une en 1721. Von Swab l'obtint par distillation, en 1742, et Margraff en publia un mode d'extraction, dans les Mémoires de Berlin de 1746[2]. Elle se fait présentement en Angleterre dans trois établissemens formés à cet effet, dont deux dans le voisinage de Bristol, et l'autre à Swansey. La mine (sulfure de zinc), après avoir été grillée, pulvérisée et mêlée avec du charbon de bois, est exposée à une forte chaleur dans de grands pots d'argile fermés. Le zinc est réduit, il coule par gouttes dans un tube de fer adapté à l'extrémité inférieure du pot, et tombe dans un vaisseau qui contient de l'eau. Le zinc est ensuite fondu et coulé en lingots. On exporte tous les ans, d'Angleterre, une quantité considérable de zinc, principalement pour le nord de l'Europe [3].

Propriétés. 1. Le zinc est d'une couleur blanche brillante, avec une nuance de bleu : sa structure est lamelleuse. Lorsqu'on le frotte pendant quelque temps entre les doigts, il les noircit, en leur communiquant un goût particulier, et il émet une odeur sensible.

2. Il est plutôt mou que dur. La pesanteur spécifique du zinc fondu varie de 6,861 à 7,1 [4]. Le plus léger est considéré comme le plus pur. Lorsqu'il a été écroui, sa pesanteur s'élève jusqu'à 7,1908 [5].

3. Ce métal forme, pour ainsi dire, la limite entre les métaux cassans et malléables. Sa malléabilité ne peut entrer en comparaison avec celle du cuivre, du plomb ou de l'étain; et cependant il n'est pas aussi cassant que l'antimoine ou l'arsenic. Le zinc ne se brise pas sous le marteau, mais il cède à son action et y prend en quelque sorte de l'applatis-

---

[1] La véritable découverte de cette méthode semble appartenir à Isaac Lawson, Pott. III, Diss. 7, et Watson's chemical Essays.

[2] Bergman. II, 309.

[3] Watson's chemical Essays, IV, 1.

[4] Brisson et Lewis. Watson trouva la pesanteur spécifique d'un échantillon de Goslar, de 6,953, et d'un de Bristol, de 7,028. Chem. Essays. IV. 41. Celle d'un échantillon qu'éprouva M. Hatchett fut de 7,065. On the alloys of gold, p. 67.

[5] Brisson.

sement. On peut le réduire, à l'aide d'une pression égale et graduée, en lames très-minces qui sont souples et élastiques, mais qui ne peuvent être ployées sans se rompre. M. Sage reconnut le premier cette propriété du zinc [1]. Lorsqu'il est chauffé à environ 100° centig., il devient très-malléable. On peut alors le battre à volonté sans qu'il se rompe; et réduit par l'action du marteau en feuilles minces, il peut être passé au laminoir, et très-facilement travaillé au tour. En le chauffant à environ 205° centigrades, on le rend assez cassant pour qu'il puisse être pulvérisé dans un mortier.

4. Le zinc a un certain degré de ductilité, et on peut le tirer en fils [2]. Suivant Muschenbroeck, un fil de ce métal de 2 millimètres de diamètre peut supporter, sans se rompre, un poids d'environ 11,7 kilogrammes [3].

5. Le zinc fond à la température de 360° centigrades [4]; et si on augmente la chaleur il s'évapore. Il peut être facilement obtenu par distillation dans des vaisseaux fermés. Quand on le laisse refroidir lentement après qu'il a été fondu, il cristallise en petits faisceaux de prismes quadrangulaires disposés dans tous les sens. Si on expose ces cristaux à l'air, lorsqu'ils sont encore chauds, ils y prennent une couleur bleue avec des nuances irisées [5].

II. Le zinc se ternit promptement à l'air; mais il y éprouve à peine aucun autre changement. Lorsqu'on le garde sous l'eau, sa surface se noircit aussitôt, l'eau est lentement décomposée, il y a émission de gaz hydrogène et combinaison de l'oxigène avec le métal. La décomposition a plus promptement lieu par l'élévation de la température, et si l'on fait passer de l'eau en vapeur sur du zinc chauffé à un très-grand degré de chaleur, la décomposition de l'eau s'opère avec une étonnante rapidité [6]. Sa combinaison avec l'oxigène.

Lorsqu'on fait fondre le zinc avec le contact de l'air, sa

---

[1] Journ. des Mines. An V, p. 595.

[2] Black's Lectures. II, 583.

[3] Il trouva qu'une verge de 25 millimètres de diamètre supportait un poids de 1178 kilogrammes. Or, si la cohésion augmente comme le carré du diamètre, la force d'un fil, dont le diamètre ne serait que d'environ 2 millimètres, ne différera pas beaucoup de celle que nous lui avons assignée.

[4] Black's Lectures. II, 583.

[5] Mongez.

[6] Lavoisier, Mém. Par. 1781, p. 274.

surface se couvre promptement d'une pellicule grise, en conséquence de sa combinaison avec l'oxigène. Si on enlève cette première couche qui forme pellicule, elle est remplacée par une seconde, et ainsi de suite; de sorte que de cette manière on parvient à oxider la totalité du zinc. En faisant chauffer ces pellicules avec le contact de l'air, et en les y agitant, elles prennent promptement la forme d'une poudre grise, ayant souvent une nuance de jaune. Cette poudre est *l'oxide gris de zinc*. Lorsqu'on chauffe le zinc à une forte chaleur rouge avec le contact de l'air, il s'allume, brûle avec une flamme blanche très-vive et se volatilise sous forme de flocons blancs très-légers, qui ne sont autre chose qu'un *oxide de zinc*. Dioscorides décrit une méthode pour préparer cet oxide, qui était bien connu des anciens sous le nom de *pompholyx*. Les premiers chimistes l'appelèrent *nihil album*, *lana philosophica* et *flears de zinc*. Dioscorides le compare à la laine [1].

Le zinc ne se combine avec l'oxigène que dans une seule proportion. L'oxide de zinc est une poudre blanche sans saveur, insoluble dans l'eau. On l'emploie avec succès dans la peinture comme couleur d'eau. Il se combine facilement avec les acides, et forme des sels neutres. Il a été fait beaucoup d'expériences pour reconnaître la composition de cet oxide : nous présentons ici les résultats obtenus par différens chimistes.

Proust [2]	100 métal,	+	25 oxigène
Berzelius [3] . . .	100	+	24,4
Gay-Lussac [4] .	100	+	24,4
Thomson [5] . .	100	+	24, 16

La coïncidence entre les résultats de toutes ces expériences est remarquable. Si l'oxide de zinc est formé de 1 atôme métal et de 1 atôme oxigène, alors, suivant la détermination de Proust, le poids d'un atôme de zinc sera 4; il pesera 4,098, d'après les évaluations de Berzelius et Gay-Lussac;

[1] Epistomenes apud Plin. V, 85, p. 352.
[2] Ann. de Chim. XXXV, 51.
[3] *Ibid.* LXXVII, 84.
[4] *Ibid.* LXXX, 170.
[5] Ann. de Philosophie. II, 310.

et selon moi, 4,139. Nous pouvons adopter 4,125 comme se rapprochant suffisamment du véritable poids.

La réduction des oxides de zinc est très-difficile, à raison de la grande affinité de ce métal pour l'oxigène, et par conséquent de sa grande tendance à s'y combiner après sa réduction. On ne parvient à l'opérer qu'en mêlant ces oxides avec du charbon, et en chauffant très-fortement ce mélange dans des vaisseaux bien exactement fermés.

III. Le zinc se combine aisément avec le chlore, et forme ainsi un *chlorure de zinc*. Ce métal prend feu dans le gaz chlore, et le chlorure se produit. On peut l'obtenir en évaporant à siccité une dissolution du zinc dans l'acide hydrochlorique, et en chauffant au rouge le résidu dans un tube de verre à étroite ouverture. On distinguait autrefois ce chlorure sous le nom de *beurre de zinc* lorsqu'il était le résultat de la distillation d'un mélange de limaille de zinc et de perchlorure de mercure. Obtenu par ce moyen, il se sublime facilement lorsqu'il est chauffé et cristallisé en aiguilles. Mais John Davy assure que le chlorure de zinc, qui se forme en chauffant l'hydrochlorate du métal dans un tube de verre, ne se sublime pas même à une chaleur rouge, mais qu'il reste à l'état de fusion. A l'air, il devient promptement déliquescent. Le chlorure de zinc est formé, suivant l'analyse de John Davy*, de Chlorure.

Chlore.....	50.....	100
Zinc.....	50.....	100

En le supposant consister en 1 atôme de chlore et 1 atôme de zinc, sa composition sera

Chlore.....	4,5	100
Zinc.....	4,125	91,6

IV. Le zinc se combine facilement avec l'iode à l'aide de la chaleur. L'iodure est blanc; il se volatilise aisément et cristallise en beaux prismes quadrangulaires. Il est déliquescent à l'air, et très-soluble dans l'eau. Cette dissolution contient une combinaison d'acide hydriodique et d'oxide de zinc; d'où il suit que l'iodure doit décomposer l'eau. Gay- Iodure.

* Phil. Trans. 1812, p. 125.

Lussac a fait voir que l'iodure est un corps composé de 1 atôme iode + 1 atôme zinc, ou, en poids, de

Iode....	15,625....	100
Zinc....	4,125....	26,52

V. Nous ne connaissons aucune combinaison du zinc avec le fluor, et il ne se combine ni avec l'azote, ni avec l'hydrogène.

VI. Le gaz hydrogène obtenu du zinc par le moyen de l'acide sulfurique étendu, produit, lorsqu'il brûle, un peu d'acide carbonique. On en inféra qu'il contenait originairement de l'hydrogène carburé [1]. Les chimistes français en attribuent la formation à la présence d'une poudre noire qui se manifeste dans la dissolution du zinc, et qu'ils assurent être la plombagine; mais cette opinion, qui n'a pas été vérifiée par des expériences exactes, ne paraît pas vraisemblable [2].

VII. Nous ne connaissons aucun composé de zinc, de bore et de silicium.

Phosphure. VIII. Le phosphore s'unit très-bien au zinc lorsqu'on en jette de petits morceaux dans ce métal en fusion. Pelletier, qui a fait beaucoup d'expériences sur cette combinaison, ajoutait un peu de résine afin de prévenir l'oxidation du zinc. Le phosphure de zinc est blanc avec éclat métallique; mais il ressemble plus au plomb qu'au zinc. Il est un peu malléable et il répand sous l'action du marteau une odeur de phosphore. Lorsqu'il est fortement chauffé il brûle comme le zinc [3].

Le phosphore se combine aussi avec l'oxide de zinc, ainsi que Margraff s'en est assuré lors de ses expériences sur le phosphore. Lorsqu'on soumet à la distillation, dans une cornue de grès, un mélange de 12 parties de verre phosphorique, de 2 parties de charbon en poudre, et qu'on chauffe fortement, il se sublime une substance métallique d'un blanc d'argent et d'une cassure vitreuse; c'est, suivant Pelletier, l'oxide de zinc phosphuré. Chauffé au chalumeau, le phosphore

[1] Ann. de Chim. VIII, 230.

[2] Pronst s'est assuré que cette poudre noire n'est pas souvent du carbure de fer, mais un mélange d'arsenic, de cuivre et de plomb. Ann. de Chim. XXXV, 51. En séparant cette poudre, et en la faisant sécher, j'ai trouvé qu'elle devenait d'un vert olive. J'ai reconnu dans tous mes essais, qu'elle est un mélange de cuivre et de plomb.

[3] Ann. de Chim. XIII, 129.

brûle et laisse un résidu vitreux, transparent tant qu'il est en fusion, mais qui devient opaque en refroidissant [1].

L'oxide phosphuré de zinc s'obtient aussi par la distillation dans une cornue de grès d'un mélange de deux parties de zinc et d'une partie de phosphore. On a pour produits, 1°. du zinc; 2°. de l'oxide de zinc; 3°. un sublimé rouge qui est l'oxide de zinc phosphuré; 4°. un sublimé de cristaux en aiguilles de couleur bleuâtre avec éclat métallique. Pelletier considérait aussi ces sublimés comme l'oxide de zinc phosphuré [2]. Oxide phosphuré.

IX. On ne peut pas unir directement le zinc avec le soufre; mais Dehne a découvert le premier, en 1781, qu'en tenant pendant quelque temps en fusion un mélange d'oxide de zinc et de soufre, il y avait combinaison de ces deux corps [3]. Cette expérience fut répétée depuis par Morveau [4]. On forme un composé semblable en versant dans une dissolution de zinc, de l'acide hydro-sulfurique à l'état de combinaison avec un alcali. Ce composé, d'abord blanc, devient d'une couleur plus foncée en séchant. Les chimistes l'ont considéré comme résultant de l'union du soufre avec l'oxide de zinc; mais cette opinion n'est pas confirmée par l'expérience. Le zinc paraît y être à l'état métallique. M. Edmond Davy observa qu'en faisant passer de la vapeur de soufre sur du zinc en fusion, il obtenait un composé jaunâtre ayant l'apparence de la blende. Sulfure.

Une des mines de zinc la plus commune est un minéral feuilleté, ordinairement brun, appelé *blende*. Il est insipide et insoluble dans l'eau; sa pesanteur spécifique est d'environ 4. Bergman l'a trouvé principalement composé de zinc et de soufre. Cette analyse ne s'accordait point avec l'opinion des chimistes sur ce minéral, qu'ils considéraient, surtout d'après les expériences de Morveau, comme un oxide sulfuré de zinc. Proust assurait que cette mine est un composé de zinc à l'état métallique, et de soufre [5]. Cette opinion est aujourd'hui généralement adoptée comme la mieux établie. J'ai trouvé, par une

[1] Pelletier, *Ann. de Chim.* XIII, 128.
[2] *Ibid.*, 125.
[3] Journ. de Chim. p. 46; et Crell's Annals. 1786. I, 7.
[4] Mém. de l'Acad. de Dijon. 1783.
[5] Journ. de Phys. LVI, 79.

analyse de la blende jaune, qu'abstraction faite d'un peu de fer, c'est un composé de

Zinc.....	100
Soufre. ...	48,84 [1]

On voit ainsi qu'elle consiste en 1 atôme de zinc et 1 atôme de soufre.

S'allie avec l'arsenic. X. En distillant un mélange de zinc et d'acide arsénieux, on peut parvenir à opérer la combinaison de ses deux substances [2]. Cet alliage est formé, suivant Bergman, de quatre parties de zinc et d'une partie d'arsenic.

XI. Nous ne connaissons point d'alliage de zinc et de tellure.

Avec le potassium. XII. On peut produire, à l'aide de la chaleur, l'union du zinc avec le potassium. Cet alliage est difficile à former à raison de la volatilité du potassium. Sa couleur est celle du zinc pulvérisé. Il se détruit par degrés à l'air. Il fait effervescence avec l'eau, et beaucoup plus vivement avec les acides [3].

Sodium. Avec le sodium, l'alliage se forme à la température rouge cerise; il est d'un gris bleuâtre, cassant, et d'une texture lamelleuse. Il se détruit à l'air, et fait effervescence avec l'eau et les acides [4].

XIII. On ne connaît point les alliages que le zinc forme avec les métaux des terres alcalines et des terres pures.

Avec le fer. XIV. Il est difficile de combiner le zinc avec le fer, parce qu'à la chaleur nécessaire pour fondre ce dernier métal, l'autre se volatilise. L'alliage, lorsqu'il est formé, est, suivant Lewis, dur, un peu malléable, d'un blanc approchant de celui d'argent [5]. Malouin a fait voir que le zinc peut être employé au-lieu d'étain pour recouvrir les plaques de fer, ce qui prouve qu'il peut y avoir affinité entre les deux métaux [6].

Avec le nickel. XV. Le zinc ne paraît pas susceptible de se combiner avec le nickel par fusion [7], non plus qu'avec le cobalt. Nous ne

---

[1] Annals of Philosophy IV, 92.
[2] Malouin.
[3] Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*. I, 221.
[4] *Ibid.* I, 243.
[5] Neuman's Chem., p. 69
[6] Mém. Par. 1742.
[7] Les Chinois semblent cependant être en possession de quelques

connaissons pas les alliages que le zinc peut former avec le manganèse, le cérium et l'urane.

SECTION II.

Du Plomb.

I. La connaissance du plomb semble dater des premiers siècles. Moïse en fait plusieurs fois mention. Il paraît que les anciens l'avaient considéré comme un métal qui se rapprochait beaucoup de l'étain.

1. Le plomb est d'un blanc bleuâtre; il a beaucoup d'éclat lorsqu'il est nouvellement fondu; mais il se ternit promptement à l'air. Il n'a presque pas de saveur; mais par le frottement il émet une odeur qui lui est particulière. Il laisse une teinte bleuâtre sur le papier ou sur les doigts. Pris intérieurement, il agit comme poison. Propriétés.

2. Le plomb est un des métaux les plus mous; sa pesanteur spécifique est 11,3523[1]. Loin que cette pesanteur spécifique augmente lorsqu'il est écroui, Muschenbroeck a trouvé qu'elle était réellement moindre dans le plomb tiré en fil, ou soumis pendant long-temps à l'action du marteau. Un échantillon de plomb non écroui avait une pesanteur spécifique de 11,479; elle n'était plus que de 11,317 lorsque cet échantillon fut passé à la filière; et enfin elle se trouva réduite à 11,2187, lorsqu'il eut été écroui. Cependant alors sa force de ténacité était presque triplée[2]. Des expériences de Guyton-Morveau confirmèrent ces résultats; mais il reconnut également qu'on pouvait augmenter la pesanteur spécifique du plomb, en le plaçant dans un moule pour le soumettre à l'action du marteau, de manière qu'il ne pût pas s'étendre.

3. Le plomb est très-malléable; il s'étend facilement sous le marteau, et peut y être réduit en feuilles très-minces. Il

procédés pour combiner ces métaux; car, suivant Engestroem, le *pak fong*, ou cuivre blanc, est un composé de cuivre, de nickel et de zinc. Le zinc y est dans la proportion des $\frac{7}{12}$ du tout, et les proportions du cuivre et du nickel sont entr'elles comme 5 à 13. Mém. Stockh. 1776.

[1] Brisson. Fahrenheit l'établit à 11,3500. Phil. Trans. 1724. Vol. XXXIII, p. 114. J'ai trouvé celle d'un échantillon de plomb laminé de 11,407 à la température de 18° centigrades.

[2] Wasserberg. I, 341.

peut être aussi tiré en fils ; mais sa ductilité est peu considérable. Il en est de même de sa ténacité. Un fil de plomb de 2 millimètres de diamètre, peut à peine supporter sans se rompre un poids d'environ 9 kilogrammes.

4. Le plomb entre en fusion, d'après les expériences de Crichton de Glasgow, à la température de 322° centigr. [1]; et par une plus forte chaleur, il bout et se volatise. En refroidissant lentement, il cristallise. M. Mongez l'obtint en pyramides quadrangulaires; et Pajot, en un polyèdre de trente-deux côtés, formé par la réunion de six pyramides quadrangulaires [2].

S'oxide. II. Le plomb exposé à l'air y perd promptement son éclat. Il prend d'abord une couleur d'un gris sale, et à la fin sa surface devient presque blanche. Ce changement est dû à sa combinaison par degrés avec l'oxigène, et à sa conversion en un oxide. Mais cette conversion est extrêmement lente, la couche extérieure d'oxide, qui se forme d'abord, préservant pendant très-long-temps le reste du métal de l'action de l'air.

L'eau n'a point d'action directe sur le plomb; mais elle facilite celle de l'air sur ce métal; car il s'y oxide beaucoup plus rapidement lorsqu'il est maintenu dans un état constant d'humidité; c'est par cette raison que se forme la croûte blanche que l'on remarque sur les parois des vaisseaux de plomb qui contiennent de l'eau, justement à l'endroit où se termine la surface supérieure de ce liquide.

Le plomb s'unit à l'oxigène en trois proportions différentes, et forme ainsi le *protoxide* plomb, qui est *jaune*, le *peroxide* qui est *brun*, et l'*oxide rouge*, qui est un composé du jaune et du brun.

Oxide jaune. 1. Le *protoxide* ou *oxide jaune* de plomb, le plus anciennement connu, et celui qui a été examiné avec le plus de soin, s'obtient par la dissolution du plomb dans une quantité d'acide nitrique suffisante pour que cette dissolution soit sans couleur. On la sature alors de carbonate de potasse avec excès; il se précipite une poudre blanche, qui, étant séchée et chauffée à-peu-près au rouge, prend une couleur jaune.

[1] Phil. Mag. XVI, 40.
[2] Journ. de Phys. XXXVIII, 53.

C'est l'*oxide jaune de plomb* pur. Cet oxide est sans saveur, insoluble dans l'eau, mais se dissolvant dans la potasse et les acides. Il se fond promptement par la chaleur, et forme un verre jaune demi trasparent, dur et fragile. A une chaleur violente, il s'en volatilise une portion. Lorsqu'on le tient pendant quelque temps chauffé à l'air, sa surface devient d'un rouge de brique.

On a fait avec soin des expériences diverses à l'effet de déterminer d'une manière précise la composition de cet oxide. Je considère comme se rapprochant le plus de la vérité, les résultats qu'obtinrent Bucholz et Berzelius, et spécialement ceux de ce dernier chimiste. Les résultats obtenus par l'un et l'autre, sont

Bucholz.[1] 100 plomb + 8 oxigène.
Berzelius.[2] 100. . . . + 7,7

En considérant l'oxide jaune de plomb comme un composé de 100 de plomb + 7,692 oxigène, ce qui ne diffère pas sensiblement de la détermination de Berzelius, alors si c'est une combinaison de 1 atôme du métal avec 1 atôme d'oxigène, sa constitution sera :

Plomb. . . .	13.	100
Oxigène. . . .	1.	7,692

Alors le poids d'un atôme de plomb sera 13, et celui d'un atôme du protoxide 14.

Quand on tient le plomb en fusion en contact avec l'atmosphère, sa surface se recouvre promptement d'une pellicule de couleur grise. Si on enlève cette première pellicule, une autre lui succède, et en continuant la chaleur, la totalité du plomb peut être promptement convertie en pellicules semblables. Si on chauffe ces pellicules, en les agitant pendant quelque temps avec le contact de l'air, elles se changent en une poudre jaune verdâtre, qui est, ainsi que Proust l'a fait remarquer, un mélange de l'oxide jaune avec une portion du plomb à l'état métallique. C'est à ce mélange de poudres bleue et jaune qu'elle doit sa couleur. Si la chaleur est continuée avec le contact de l'air, cette poudre absorbe plus d'oxigène; la portion de plomb à l'état métallique qu'elle contenait est oxi-

[1] Gehlen's Journal. V, 259.
[2] Ann. de Chim. LXXVIII, 11; et LXXIX, 121.

dée, et le tout est alors converti en un oxide jaune connu dans le commerce sous le nom de *massicot*.

Plomb blanc. En exposant des lames minces de plomb à la vapeur du vinaigre tiède, elles sont peu-à-peu corrodées, et se recouvrent d'une poudre blanche pesante, employée comme cosmétique et connue sous le nom de *blanc de plomb*. On considérait autrefois cette poudre, comme un oxide particulier de plomb, mais il est connu aujourd'hui que c'est un composé de l'oxide jaune et d'acide carbonique.

Peroxide. 2. Si l'on met de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,260 sur 200 parties de plomb rouge, cet acide pourra dissoudre 185 parties de l'oxide, mais il en restera 15 à l'état d'une poudre noire, ou plutôt d'un brun foncé [1]. Cette poudre est le *peroxide* ou *oxide brun de plomb* découvert par Schéele. Le meilleur procédé pour le préparer est celui qui fut indiqué par Proust, et perfectionné depuis par Vauquelin. On met de l'oxide rouge de plomb dans un vaisseau rempli en partie d'eau, et on y fait passer un courant de chlore. L'oxide prend une couleur de plus en plus foncée, et à la fin il est dissous. On ajoute de la potasse à la dissolution, et l'oxide brun de plomb se précipite. On peut obtenir par cette méthode 68 parties d'oxide brun de 100 parties de l'oxide rouge employé [2].

Cet oxide est une poudre de couleur puce, très-fine, légère, et sans saveur. Les acides nitrique ou sulfurique n'ont point d'action sur elle. Elle absorbe l'hydrogène de l'acide hydrochlorique, et le convertit en chlore. Elle abandonne par la chaleur la moitié de son oxigène, et est convertie en oxide jaune [3], d'où il suit évidemment que le peroxide de plomb est un composé de 1 atôme plomb + 2 atômes oxigène, ou en poids de

Plomb.....	13.....	100
Oxigène.....	2.....	15,384

Oxide rouge. 3. Si l'on met du massicot, réduit en poudre fine, dans un fourneau, et qu'on le remue continuellement, pendant que sa surface est exposée à la flamme du combustible, il se con-

---

[1] Schéele. I, 13; et Proust, *Ann. de Chim.* XXIII, 98.
[2] Fourcroy. IV, 91.
[3] Berzelius, *Ann. de Chim.* LXXVIII, 16.

vertit, au bout d'environ 48 heures, en une belle poudre rouge, connue sous le nom de *minium* ou *plomb rouge* [1]. Cette poudre, dont on se sert également comme cosmétique et pour d'autres usages, est l'*oxide rouge de plomb*.

Le plomb rouge est une poudre sans saveur, d'une couleur rouge intense, et très-pesante. Sa pesanteur spécifique est, suivant Muschenbroeck, de 8,940. Il ne perd pas sensiblement de son poids par une chaleur de 205° centigrades; mais quand il est chauffé au rouge, il s'en dégage du gaz oxigène, et il se fond par degrés en un verre brun foncé très-dur. Il perd, dans cette fusion, de 0,04 à 0,07 de son poids, et une portion du plomb est réduite à l'état métallique. Le plomb rouge ne paraît pas susceptible de se combiner avec les acides. Ils ont bien, pour la plupart, de l'action sur cet oxide, mais elle se borne à le réduire à son premier état d'oxide jaune.

Il résulte de l'analyse de Berzelius que le plomb rouge du commerce est mêlé avec de l'oxide jaune, du sulfate de plomb, de l'hydrochlorate de plomb et de la silice. Après l'avoir séparé de toutes ces substances étrangères, il le trouva composé de

Plomb.....	100
Oxigène.....	11,08 [2]

Il est alors évident qu'il contient une fois et demie autant d'oxigène que le protoxide. Il y a deux manières de considérer cette substance; elle peut être formée de 2 atômes de plomb et 3 atômes oxigène, ou de 1 atôme du protoxide et 1 atôme du peroxide. De quelque manière que nous établissions sa constitution, il est évident que son poids sera le même. Il doit être deux fois le poids d'un atôme de plomb + 3 atômes d'oxigène ou 29. Comme le *plomb rouge* ne se combine avec aucune autre substance sans éprouver de décomposition, sa nature n'est pas d'une grande importance sous le point de vue chimique; mais chacun peut se convaincre, par l'examen des sels dans lesquels l'oxide jaune entre, que son nombre équivalent est 14: donc ce doit être un protoxide. Je n'ai pas besoin de chercher à concilier la composition des oxides de plomb avec ce nombre, parce qu'il convient également aux

[1] Watson's chemical Essays. III, 388.
[2] Berzelius, *Ann. de Chim.* LXXVIII, 14.

deux suppositions; on peut, par conséquent, admettre l'une ou l'autre.

Coupellation. 4. Tous les oxides de plomb sont très-facilement convertis en verre; et dans cet état ils oxident et se combinent avec presque tous les autres métaux, excepté l'or, le platine, l'argent, et les métaux nouvellement découverts dans le platine brut. Cette propriété rend le plomb d'un usage extrêmement avantageux pour opérer la séparation de l'or et de l'argent d'avec les métaux moins précieux auxquels ils peuvent être mêlés. On purifie l'or et l'argent en faisant fondre l'un ou l'autre de ces métaux avec du plomb, et en les tenant pendant quelque temps dans cet état dans un petit vaisseau creusé en forme de coupe plate, nommé *coupelle*, fait avec des os calcinés et pulvérisés, ou avec des cendres de bois. Le plomb se vitrifie par degrés, il scorifie les métaux étrangers au métal essayé; dans cet état, il passe avec eux à travers les pores de la coupelle, et laisse dans son bassin l'or ou l'argent à l'état de pureté. Ce procédé s'appelle *coupellation*.

Affinage du plomb. 5. Le plomb tel qu'il est extrait de sa mine contient toujours de l'argent, dont la proportion varie suivant la nature de la mine, depuis quelques décigrammes jusqu'à 1200 grammes ou plus par cent de kilogrammes. On l'en sépare ordinairement par le procédé connu sous le nom d'*affinage*, lorsque la proportion en est suffisante pour indemniser de la dépense de cette opération. On met le plomb dans une espèce d'écuelle plate très-large, faite avec un mélange d'os calcinés et de cendres de fougère, creusée d'une certaine profondeur au-dessous de sa surface, qu'on appelle *têt*. Le plomb exposé dans ce vase à l'action de la flamme du fourneau, y prend par degrés l'état vitriforme; il se dissipe, ou pénètre dans les pores du têt sur lequel l'argent reste seul à l'état de pureté. Dans cette opération, le plomb est converti en une substance Litharge. connue sous le nom de *litharge*. Lorsqu'on la retire à l'état de fusion, elle se forme d'abord en masse cohérente; mais par son exposition à l'air, elle se divise peu-à-peu en petites écailles, en partie de couleur rouge et en partie d'un jaune doré, qui ne sont autre chose que l'oxide jaune de plomb combiné avec une certaine proportion d'acide carbonique *.

* Duhamel, dans une dissertation publiée dans le troisième vo-

III. Le plomb introduit dans le gaz chlore n'y brûle pas, mais il absorbe le gaz et il est converti en *chlorure de plomb*. Cette substance s'obtient par le simple mélange de dissolutions de nitrate de plomb et de sel commun. Il s'y forme un précipité, en petits cristaux blancs et soyeux. En chauffant ces cristaux, ils fondent et sont convertis en un chlorure de plomb pur. On distinguait autrefois ce composé par la dénomination de *plomb corné*. Il est en masse demi transparente, d'un blanc grisâtre, ayant dans son aspect quelque ressemblance avec la corne. Chauffé à l'air, il s'évapore en partie en une fumée blanche, mais à vaisseaux fermés; il reste fixe à la chaleur rouge. Ce composé consiste, suivant l'analyse qu'en a faite John Davy *, en: Chlorure.

Chlore.	25,78. . . .	100. .	4,5
Plomb.	74,22. . . .	287,88,	12,955
	100,00		

Il résulte de cette analyse, qu'on peut considérer comme à très-peu près exacte, que le chlorure de plomb est formé de 1 atôme chlore et 1 atôme plomb.

IV. En chauffant ensemble l'iode et le plomb, ces deux substances se combinent. L'iodure de plomb est d'une belle couleur jaune. On le précipite toutes les fois qu'on ajoute un hydriodate à une dissolution contenant du plomb. Il est insoluble dans l'eau. Il n'a pas été analysé, mais il est indubitablement formé de 1 atôme iode + 1 atôme plomb, et par conséquent sa composition est: Iodure.

Iode.	15,625
Plomb.	13

V. On ne connaît point l'action du fluor sur le plomb. Ce métal ne se combine ni avec l'azote ni avec l'hydrogène ou le carbone. Il n'existe pas de combinaison de plomb avec le bore ou le silicium.

VI. On obtient le phosphure de plomb en fondant dans un creuset un mélange, à parties égales, de limaille de plomb et de verre phosphorique. Ce phosphure est d'un blanc d'ar- Phosphure.

---

lume des Mémoires de l'Institut, p. 406, a indiqué des perfectionnemens à cette méthode de séparer l'argent du plomb par la coupellation.

* Phil. Trans. 1812, p. 185.

gent un peu bleuâtre; il se ternit promptement à l'air; il est susceptible d'être entamé par le couteau et d'être séparé en lames par l'action du marteau. On peut également le former en jetant du phosphore dans du plomb fondu dans un creuset. Il est composé d'environ 12 parties de phosphore et 88 de plomb *. En supposant ce phosphure composé de 1 atôme de plomb + 1 atôme phosphore, il consisterait dans 88 plomb + 10 phosphore, ce qui se rapporte assez bien avec l'analyse de Pelletier.

Sulfure. VII. On forme le sulfure de plomb, soit en fondant dans un creuset ces deux corps stratifiés ensemble, soit en jetant par intervalles du soufre dans du plomb fondu. Ce sulfure est cassant, brillant, d'un gris bleu foncé, et beaucoup moins fusible que le plomb. Le plomb et le soufre se rencontrent souvent combinés ensemble dans la nature; cette combinaison, qui est ordinairement cristallisée en cubes, se nomme *galène*; sa pesanteur spécifique varie, mais elle n'est jamais de beaucoup inférieure à 7.

Le plomb paraît être susceptible de s'unir au soufre dans deux proportions différentes. Cette union, au minimum, forme le *sulfure* de plomb, qui est la galène ordinaire des minéralogistes. Il n'y a aucun doute, d'après les expériences de Berzelius et autres, qu'il ne soit un composé de 1 atôme plomb + 1 atôme soufre, ou, en poids de:

Plomb.	13	100
Soufre	2 . . .	15,384

Bisulfure. Outre ce sulfure ordinaire de plomb, il s'en rencontre quelquefois un autre de couleur plus claire, plus brillant, qui, à la flamme d'une bougie, ou mis sur des charbons allumés, brûle avec une flamme bleue. Il contient au moins 0,25 de soufre; c'est donc un *bi-sulfure* de plomb. Cette variété n'a point encore été désignée par les minéralogistes, ni artificiellement produite par les chimistes.

Alliage avec arsenic. VIII. On peut combiner ensemble le plomb et l'arsenic par fusion. Cet alliage est cassant, d'une couleur foncée, et en lames. Le plomb prend les 0,166 de son poids d'arsenic.

Potassium. IX. Le plomb s'allie facilement avec le potassium. Les deux métaux s'unissent lorsque la chaleur est suffisamment élevée

* Pelletier, Ann. de Chim. XIII, 114.

pour fondre le plomb. L'alliage est très-fusible et très-cassant. Sa cassure est à grains fins. Il se détruit promptement à l'air. Il fait effervescence avec l'eau. Le potassium est converti en potasse, et le plomb reste sans avoir éprouvé d'altération [1].

L'alliage du plomb et du sodium se forme de la même manière. Cet alliage a un peu de ductilité. Il est d'un gris bleuâtre, sa cassure est à grains fins, et il est à peu-près aussi fusible que le plomb; exposé à l'air ou mis en contact avec l'eau, le sodium est promptement converti en soude et le plomb reste à l'état de pureté [2]. Sodium.

X. Nous ne connaissons pas les alliages que le plomb forme avec les bases métalliques des terres alcalines et terres pures.

XI. Les anciens chimistes assurent, qu'à aucune température quelconque, le fer ne peut former d'union avec le plomb fondu, mais qu'il reste constamment à la surface. Cependant Muschenbroeck réussit à unir par fusion 400 parties de fer avec 1234 parties de plomb, et à former ainsi un alliage dur, dont la ténacité n'était pas de la moitié de celle du fer pur. Suivant lui, la pesanteur spécifique d'un alliage de dix parties de fer et d'une partie de plomb, est 4,250 [3]. Guyton-Morveau a prouvé par expériences, qu'en fondant ensemble les deux métaux, il se forme deux alliages distincts, dont l'un, à la partie supérieure du mélange en fusion, est une combinaison de fer avec une petite portion de plomb, et dont l'autre qui est au-dessous, est un culot de plomb contenant un peu de fer [4]. Fer.

XII. Le plomb ne s'unit que difficilement avec le nickel par fusion. Nickel.

XIII. On avait supposé autrefois que le cobalt ne se combine point par fusion avec le plomb; parce qu'en fondant ensemble à parties égales, les deux métaux, on les trouve l'un et l'autre séparés après la fusion, le plomb au-dessous et le cobalt au-dessus. A-la-vérité ce cobalt étant mis en fusion avec le fer, semblait s'être combiné avec un peu de plomb; car Cobalt.

[1] Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*. I, 218.
[2] *Ibid.* I, 241.
[3] Wasserberg. I, 212.
[4] Ann. de Chim. XLIII, 47.

alors le fer se combine avec le cobalt, et il y a du plomb séparé [1]; mais Gmelin a fait voir que l'alliage du plomb avec le cobalt peut être formé. Il mit du cobalt en poudre entre des lames de plomb, et il les recouvrit avec du charbon pour exclure tout accès de l'air, et il chauffa les creusets contenant ces mélanges. Parties égales de plomb et de cobalt produisirent un alliage dans lequel les métaux paraissaient être assez uniformément distribués, quoique dans quelques cas, le plomb dominât. Cet alliage était cassant, susceptible d'un meilleur poli que le plomb, auquel il ressemblait plutôt qu'au cobalt. Sa pesanteur spécifique était, 8,12. Deux parties de plomb et une partie de cobalt, produisaient un mélange uniforme, ressemblant plus au cobalt qu'au plomb, très-peu malléable et plus mou que ce dernier métal. Sa pesanteur spécifique était 8,28. Quatre parties de plomb et une partie de cobalt formaient un alliage encore plus fragile, ayant la cassure du cobalt, mais le poli du plomb. Cet alliage était plus dur que le plomb. Six parties de plomb et une partie de cobalt produisaient un alliage plus malléable et plus dur que le plomb. Sa pesanteur spécifique était 9,65. Avec huit parties de plomb et une partie de cobalt, l'alliage était encore plus dur que le plomb, et il était susceptible d'un meilleur poli. Il était aussi malléable que le plomb. Sa pesanteur spécifique était 9,78 [2].

XIV. On ne connaît pas les alliages que le plomb forme avec le manganèse, le cérium et l'urane.

Zinc. XV. L'alliage du plomb et du zinc a été examiné par Wallérius, Gellert, Muschenbroeck et Gmelin. Ce dernier chimiste réussit à former l'alliage par fusion. Il ajouta un peu de suif au mélange et recouvrit le creuset pour prévenir l'évaporation du zinc. Lorsque le zinc était en grand excès relativement au plomb, l'alliage était malléable et plus dur que le plomb. Un mélange de deux parties de zinc et d'une partie de plomb formait un alliage plus ductile et plus dur que ce dernier métal. Un mélange de parties égales des deux métaux produisait un alliage différant un peu du plomb en ductilité et en couleur; mais il était plus dur, plus susceptible de poli, et beaucoup plus sonore. Lorsque le zinc était en plus petite

[1] Gellert, p. 137.
[2] Ann. de Chim. XIX, 357.

proportion dans le mélange, l'alliage se rapprochait de plus près de la ductilité et de la couleur du plomb; mais il continuait d'être plus dur, plus sonore et susceptible de poli, jusqu'à ce que la proportion des deux métaux dans le mélange approchât de 1 de zinc et 16 de plomb; alors l'alliage ne différait de ce dernier métal qu'en ce qu'il était un peu plus dur [1].

XVI. L'alliage du bismuth et du plomb est cassant. Sa couleur est à-peu-près celle du bismuth. Sa cassure est lamelleuse, et sa pesanteur spécifique plus considérable que celle moyenne des deux métaux. Suivant Muschenbroeck, la pesanteur spécifique d'un alliage, à parties égales de bismuth et d'argent, est 10,7097 [2]. Bismuth.

SECTION III.

De l'Étain.

I. L'ÉTAIN est un des métaux les plus anciennement connus. Au-moins pouvons-nous présumer que l'époque de sa découverte remonte bien haut dans l'antiquité, si nous considérons que ce métal était d'un grand usage du temps de Moïse [3]. Les Phéniciens, qui le tiraient de l'Espagne et de l'Angleterre, en firent un commerce très-lucratif avec les peuples de ces contrées [4].

1. Ce métal, lorsqu'il est pur, est d'une couleur blanche aussi belle et aussi brillante que celle de l'argent; il a une saveur sensible un peu désagréable, et produit, lorsqu'on le frotte, une odeur particulière. Propriétés.

2. Sa dureté tient le milieu entre celle de l'or et du plomb. Sa pesanteur spécifique est 7,291, et 7,299 lorsqu'il a été écroui [5].

3. Il est très-malléable, et susceptible d'être réduit en feuilles aussi minces que peut l'exiger son emploi dans les arts; il a moins de ductilité et de ténacité que la plupart des métaux connus des anciens. Un fil d'étain d'environ deux mil-

[1] Ann. de Chim. IX, 95.
[2] Wasserberg. I, 160.
[3] Nombre XXXI, 22.
[4] Pline. Liv. IV, chap. 34; et liv. XXXIV, chap. 47.
[5] Brisson.

limètres de diamètre ne peut supporter sans se rompre qu'un poids de 15,740 kilogrammes [1]. Il est très-flexible, et fait entendre, quand on le plie, un craquement particulier qu'on appelle *cri de l'étain*.

4. Il fond à la température de 228° centig. [2]; et quand il est fondu, il lui faut un très-grand degré de chaleur pour le réduire en vapeur. Si on le laisse refroidir lentement, et si, lorsque sa surface est figée, on décante en la perçant, la portion du métal encore liquide, ce qui reste est cristallisé en prismes rhomboïdaux [3].

S'oxide. II. L'étain exposé à l'air y perd promptement son éclat et prend une couleur noire grisâtre; mais il n'y éprouve aucun autre changement. Il n'agit pas, au-moins d'une manière sensible, sur l'eau à froid; mais lorsqu'on fait passer un courant de vapeur d'eau sur le métal chauffé au rouge, il la décompose, en absorbe l'oxigène, et en dégage l'hydrogène [4].

Quand on fond l'étain avec le contact de l'air, sa surface se recouvre très-promptement d'une pellicule grise qui, par l'agitation, produit une poudre de la même couleur, qui est un oxide du métal. Si on continue la chaleur, la couleur de la poudre change par degrés, et elle finit par devenir jaune. En chauffant très-fortement l'étain dans un vaisseau ouvert, il prend feu et est converti en un oxide d'une belle couleur blanche, qu'on peut obtenir en cristaux.

C'est à Proust que nous devons les premières recherches exactes qui aient été faites sur les oxides d'étain [5]. Le sujet fut depuis examiné par John Davy [6], Berzelius [7] et Gay-Lussac [8]. Ce métal forme deux oxides. Le *protoxide* est *gris* ou *noir*, mais *blanc*, lorsqu'il est combiné avec l'eau. Le *peroxide* est *jaune* et, dans de certaines circonstances, *transparent* et presque *blanc*.

Oxide gris. 1. On forme l'oxide gris ou le protoxide d'étain en tenant ce métal exposé pendant quelque temps à une chaleur modérée; mais, dans ce cas, il n'est jamais pur. On peut ce-

---

[1] Guyton-Morveau, *Ann. de Chim.* LXXI, 194.
[2] Crichton, *Phil. Mag.* XV, 147.
[3] Pajot, *Journ. de Phys.* XXXVIII, 52.
[4] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* LXXX, 170.
[5] Ann. de Chim. XXVIII, 213.
[6] Phil Trans. 1812, p. 104.
[7] Nicholson's Journal. XXXV, 122.
[8] Ann. de Chim. LXXX, 170.

pendant l'obtenir tel, par la méthode suivante. On dissout l'étain dans l'acide hydrochlorique, soit à l'aide de la chaleur, soit par addition au besoin d'une petite quantité d'acide nitrique. Quand la dissolution est complètement opérée, on y ajoute de la potasse en excès. Il se précipite une poudre blanche, qui est en partie redissoute, mais dont la portion qui reste prend une couleur gris foncé, et même avec brillant métallique *. Cette portion qui reste est le protoxide pur d'étain. La poudre blanche, précipitée d'abord, est l'hydrate du protoxide. Cet hydrate abandonne son eau par la chaleur, et devient d'un gris foncé presque noir. Ce protoxide, ou oxide gris d'étain, est une poudre sans saveur, soluble dans les acides et dans les alcalis. Lorsqu'il est chauffé, il prend feu, brûle comme de l'amadou, et est converti en peroxide. A l'état de dissolution, il absorbe l'oxigène avec une grande avidité, et devient peroxide. D'après les expériences les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent sur la composition de cet oxide, elle serait de, savoir :

	Etain.	Oxigène.
Gay-Lussac.	100. . .	+ 13,5
John Davy	100. . .	+ 13,55
Berzelius.	100. . .	+ 13,6

Ces expériences coïncident presque entre elles. En supposant le protoxide d'étain formé de 1 atôme d'étain et de 1 atôme d'oxigène, il s'en suivrait qu'un atôme d'étain pèse 7,375; car dans cette supposition, la composition du protoxide d'étain est :

Étain.	7,375.	100
Oxigène	1.	13,55

Ce qui est le terme moyen des expériences dont on vient de présenter les résultats.

2. On peut obtenir le peroxide d'étain en chauffant ce métal dans l'acide nitrique concentré. Il se produit une vive effervescence; l'étain est converti en totalité en une poudre blanche qui se dépose au fond du vaisseau. Lorsqu'on chauffe cette poudre jusqu'à ce que tout l'acide et l'eau en aient été chassés, elle prend une couleur jaune. On forme un peroxide d'étain en chauffant ensemble de la limaille d'étain et de Peroxide.

* Proust, *Ann. de Chim.* XXVIII, p. 213; et Berthollet fils, *Stat. chim* II, 4 9.

l'oxide rouge de mercure, et ce peroxide est blanc; mais, sous tous les rapports, il a les propriétés du peroxide d'étain ordinaire*.

Cet oxide ne se dissout point dans l'acide hydrochlorique; mais il forme avec cet acide une combinaison qui est soluble dans l'eau; de même aussi lorsqu'on le met en digestion avec de la potasse, il se combine avec cet alcali, et la combinaison se dissout dans l'eau. Cette dissolution étant évaporée, laisse une gelée jaune qui se redissout dans l'eau. Cet oxide paraît aussi susceptible de se combiner avec l'acide sulfurique, quoique le composé ne se dissolve pas dans l'eau, parce que ce liquide s'unit de préférence à l'acide. Lorsque cet oxide a été chauffé au rouge, il cesse d'être soluble dans les acides ou dans l'eau. Cette propriété se remarque dans la plupart des oxides métalliques. Ainsi le peroxide d'étain est susceptible d'action et sur un acide et sur une base salifiable; mais l'union qu'il forme et avec les acides, et avec les bases, est très-faible, puisque la chaleur seule suffit pour l'en séparer. D'après les recherches les plus exactes sur la composition de ce peroxide, elle a été reconnue ainsi qu'il suit :

	Etain.	Oxigène.
Berzelius.	100. . . .	+ 27,2
Gay-Lussac.	100. . . .	+ 27,2
Klaproth.	100. . . .	+ 27,64
John Davy.	100. . . .	+ 27,64

Les résultats de ces expériences s'accordent d'une manière assez satisfaisante, quoiqu'ils ne se rapprochent pas d'aussi près que ceux des expériences faites sur le protoxide. On ne peut douter d'après celles-ci, que le peroxide d'étain ne contienne deux fois autant d'oxigène que le protoxide, ou que c'est un composé de 1 atôme étain et de 2 atômes oxigène; et qu'ainsi il contient :

Étain.	7,375.	100
Oxigène.	2.	27,1

Nombres qui se rapportent presque avec les analyses de Berzelius et Gay-Lussac.

3. Proust et Berzelius ont cherché, l'un et l'autre, à prouver l'existence d'un troisième oxide d'étain. L'opinion de Proust

* Berzelius, Nicholson's Journal. XXXV, 130.

a été réfutée par les expériences du docteur John Davy, et les caractères d'évidence annoncés par Berzelius, ont été reconnus tout-à-fait insuffisans. Il s'imagine qu'il existe un oxide intermédiaire dans la *liqueur de Libavius*; et cependant lorsqu'il sépara cet oxide, il lui reconnut précisément les mêmes propriétés qu'au peroxide [1].

III. John Davy a fait voir que l'étain se combine avec le chlore en deux proportions, et forme deux *chlorures* qu'il a examinés et analysés.

1. On peut former le protochlorure d'étain en chauffant ensemble un amalgame d'étain et de calomel, protochlorure de mercure, ou en évaporant à siccité l'hydrochlorate de protoxide d'étain, et en fondant le résidu en vaisseaux clos. Ce composé est gris, avec éclat, et à cassure résineuse. En le chauffant dans le gaz chlore, il prend feu et se convertit en perchlorure d'étain. Il peut être fondu en vaisseaux clos à une température au-dessous de la chaleur rouge, sans éprouver de décomposition; mais à une chaleur plus forte, il semble être en partie décomposé. L'eau le convertit en hydrochlorate d'étain. Ce protochlorure se compose, suivant John Davy, de Protochlorure.

Étain.	100
Chlore	60,71 [2]

2. Le perchlorure d'étain a été pendant long-temps connu sous le nom de *liqueur fumante de Libavius*, parce qu'elle fut découverte par Libavius, chimiste du seizième siècle. On la prépare ordinairement en distillant à une douce chaleur un mélange d'amalgame d'étain, et de sublimé corrosif, perchlorure de mercure. Les proportions les plus convenables, suivant Sulze, sont celles de 6 parties d'étain, d'une partie de mercure et de 33 parties de perchlorure de ce métal [3]. La distillation doit être conduite en ménageant avec soin la chaleur. Il passe d'abord dans le récipient un liquide incolore, consistant principalement en eau; alors la liqueur fumante, en se répandant tout-à-coup dans le récipient, le remplit d'une vapeur blanche. John Davy reconnut qu'on pouvait aussi se procurer le perchlorure d'étain en distillant à une douce cha- Perchlorure.

[1] Nicholson's Journal. XXXV, 124.
[2] Phil. Trans. 1812, 177.
[3] Gehlen's Journal. IV, 438.

leur un mélange d'hydrochlorate de peroxide d'étain concentré et d'acide sulfurique. On le forme également en introduisant de l'étain dans le gaz chlore. Le métal prend feu, et le perchlorure d'étain se sublime.

La liqueur fumante de Libavius est un liquide incolore comme l'eau, et très-fluide. A l'air, il s'exale en fumée avec une grande violence, ce qui est dû, ainsi que cela fut annoncé pour la première fois par Adet, à ce qu'il est avide d'humidité. En mêlant ensemble une partie d'eau et trois parties d'hydrochlorate fumant, le mélange se condense en une masse solide; et c'est par cette raison qu'il se manifeste des cristaux à la surface de cette liqueur, lorsqu'elle est gardée dans un flacon fermé avec un bouchon ordinaire de liége. Il s'imbibe par degrés de l'humidité de l'air, et cristallise en conséquence. Ces cristaux gagnent le fond de la liqueur et y restent sans éprouver d'altération. John Davy trouva que cette liqueur agit avec une grande violence sur l'huile de térébenthine; et dans un cas, en effet, il enflamma ainsi l'huile. Suivant lui, le perchlorure d'étain se compose de

Etain.	100
Chlore.	140,44 *

En supposant le chlorure d'étain formé de 1 atôme métal et de 1 atôme chlore, et le bichlorure de 1 atôme métal + 2 atômes chlore, comme cela est indubitablement, leur composition sera:

Chlorure.	
Étain.	100
Chlore.	61,01
Bichlorure.	
Étain.	100
Chlore.	122,02

La composition du chlorure s'accorde très bien avec l'analyse de John Davy, mais il n'en est pas tout-à-fait de même du bichlorure. Cette différence provient probablement de la difficulté qu'il y a d'obtenir le bichlorure à l'état de pureté. Il a la propriété de dissoudre l'étain; et le bichlorure que John Davy analysa, devait tenir un peu de ce métal en dissolution.

* Phil. Trans. 1812. p. 177.

IV. Si l'on fait passer de la vapeur d'iode sur de l'étain en fusion, il y a combinaison des deux substances: l'iodure est d'un jaune orangé sale et très-fusible. L'eau le décompose complètement, et le convertit en acide hydriodique et en oxide d'étain. En chauffant ensemble, sous l'eau, l'iode et l'étain, ces corps agissent l'un sur l'autre, et sont respectivement convertis en acide hydriodique et en oxide d'étain [1]. Cet iodure n'a pas été analysé, mais il est probable qu'il consiste en 1 atôme métal + 1 atôme iode ou, en Iodure.

Etain.	7,375
Iode.	15,625

Nous serions portés par analogie, à supposer qu'il existe deux iodures d'étain.

V. L'action du fluor sur l'étain n'est pas connue. Il est probable que ce métal ne se combine ni avec l'azote ni avec l'hydrogène. Nous ne connaissons aucun composé que l'étain puisse former avec le carbone, le bore, ou le silicium.

VI. En fondant ensemble dans un creuset parties égales de limaille d'étain et de verre phosphorique, on forme le phosphure d'étain. Une partie de ce métal, qui a pour l'oxigène une affinité plus grande que le phosphore, se combine, pendant la fusion avec l'oxigène du verre phosphorique, et ce composé se sépare à l'état d'un oxide, et le surplus de l'étain s'unit au phosphore. Ce phosphure d'étain s'entame au couteau. Il s'applatit sous le marteau; mais il se sépare par lames. Lorsqu'il est nouvellement coupé, sa couleur est d'un blanc d'argent. Sa limaille ressemble à celle du plomb. Si l'on jète un peu de cette limaille sur des charbons ardens, le phosphore brûle. On peut également former le phosphure d'étain en projetant de petits morceaux de phosphore dans de l'étain tenu en fusion dans un creuset. Ce phosphure est composé, suivant Pelletier, à qui nous sommes redevables de la connaissance de tous les phosphures, de 85 parties environ d'étain et de 15 parties de phosphore [2]. Margraff forma aussi ce phosphure, mais il n'en reconnut pas la composition. Phosphure.

VII. L'étain se combine avec le soufre en deux propor-

[1] Gay-Lussac, *Ann. de Chim.* XCI, 26.

[2] Ann. de Chim. XIII, 116.

tions, et forme ainsi deux sulfures, qui ont été l'un et l'autre connus depuis long-temps.

Protosulfure. 1. On obtient le sulfure d'étain en fondant ensemble le métal et le soufre: on réduisant en poudre le composé formé, et en le mêlant alors avec du soufre. On fait fondre de nouveau le mélange, et on le tient à une température suffisamment élevée pour volatiliser le soufre superflu. Ce sulfure a la couleur du plomb, avec éclat métallique, et il est susceptible de cristallisation. En le dissolvant dans l'acide hydrochlorique concentré, on le convertit en protoxide d'étain, et en gaz acide hydro-sulfurique. Ses parties constituantes sont, d'après les expériences les plus correctes qui aient été faites jusqu'à présent, savoir :

	Etain.	Oxigène.
Bergman [1]. . . .	100 . . .	† 25
Proust [2].	100 . . .	† 26
John Davy [3]. . .	100 . . .	† 27,3
Berzelius [4]. . . .	100 . . .	† 27,234

Ce sulfure est formé, sans aucun doute, de 1 atôme étain + 1 atôme soufre, et par conséquent, il se compose en poids, de

Etain.	7,375	. . . . .	100
Soufre.	2.	. . . . .	27,1

Ces nombres coïncident d'une manière satisfaisante avec les analyses de John Davy et de Berzelius.

Persulfure. 2. Le persulfure d'étain a été pendant bien long-temps connu en chimie, sous le nom de *aurum mosaïcum* ou *musivum*, *or musif*. J'ignore l'époque de sa découverte, mais Kunkel donne une formule pour le préparer. En 1771, M. Woulfe vérifia l'ancien procédé, et proposa, pour se procurer cette substance, un procédé beaucoup moins dispendieux que l'ancien. Le procédé nouveau consiste à mêler ensemble douze parties d'étain, sept parties de soufre, trois parties de mercure et trois parties d'hydrochlorate d'ammoniaque. On soumet le mélange pendant huit heures à l'action

---

[1] Opusc. III, 157.
[2] Nicholson's Journal. XIV, 41.
[3] Phil Trans. 1812, p. 114.
[4] Nicholson's Journal. XXXV, 162.

d'une forte chaleur dans un creuset de plombagine au sommet duquel on lute un aludel. L'or musif se sublime [1]. En 1792, Pelletier publia une suite d'expériences sur ce composé, et fit voir qu'on pouvait le former en chauffant ensemble dans une cornue, parties égales de soufre, et d'oxide d'étain. Il se dégage de l'acide sulfureux et du soufre, et il reste de l'or musif [2]. Avant que cette dissertation parût les chimistes étaient généralement dans l'opinion que l'or musif est un composé d'étain et de soufre. Mais Pelletier s'attacha à faire connaître que l'étain était, dans ce composé, à l'état d'oxide. Proust, dans son Mémoire sur l'étain, publié en 1805 [3], donna l'exposé d'expériences importantes qu'il avait faites sur ce composé. L'or musif est, suivant lui, une combinaison du soufre et d'un oxide d'étain contenant moins d'oxigène que le protoxide ci-devant décrit. Cette opinion fut rectifiée, en 1812, par John Davy qui, en démontrant que cette substance est un composé d'étain et de soufre [4], rétablit ainsi l'ancienne théorie chimique. Berzelius ayant aussi examiné ce composé, fut conduit à conclure comme John Davy [5]; d'où il suit, qu'on ne peut plus douter que c'est en effet un sulfure d'étain.

L'or musif, lorsqu'il est pur, est sous la forme de légères écailles qui adhèrent facilement aux autres corps, et dont la couleur est celle de l'or. Lorsqu'on le chauffe, il s'en sépare une portion de soufre, et il est converti en sulfure d'étain ordinaire. L'or musif est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, et les acides hydrochlorique ou nitrique n'exercent aucune action sur lui. Mais en faisant bouillir de l'acide hydrochloronitrique sur ce composé, cet acide le décompose peu-à-peu et le dissout. Une lessive de potasse le dissout aussi à l'aide de la chaleur. La dissolution est verte. Lorsqu'on y verse un acide, il se précipite une poudre jaune que Proust considère comme étant un hydrosulfure d'étain. L'or musif se compose, d'après les analyses de John Davy et de Berzelius, de

	Etain.		Soufre.
John Davy. . . .	100	. . .	56,25
Berzelius. . . .	100	. . .	52,3

[1] Phil. Trans. 1771, p. 114.
[2] Ann. de Chim. XIII, 280.
[3] Nicholson's Journal. XIV, 42.
[4] Phil. Trans. 1812, p. 109.
[5] Nicholson's Journal. XXXV, 165.

Si on le suppose formé de 1 atôme étain + 2 atômes soufre, alors ses parties constituantes seront :

Etain.	100	. . . 7,375
Soufre. . . .	54,2	. . . 4

Or, c'est exactement le terme moyen des deux analyses ci-dessus.

3. Berzelius croit à l'existence d'un autre sulfure d'étain, contenant une fois et demie la quantité du soufre dans le protosulfure. Mais je ne doute pas que le composé qu'il décrit, que j'ai obtenu moi-même, il y a bien des années, lorsque je m'occupais à préparer de l'or musif, ne soit tout simplement un mélange de protosulfure et de persulfure, ou en d'autres termes, un persulfure en partie décomposé.

Alliages avec arsenic.

VIII. L'étain et l'arsenic peuvent s'allier par fusion. L'alliage est blanc, plus dur et plus sonore que l'étain, et cassant, à moins que la proportion d'arsenic ne soit très-petite. Un alliage composé de quinze parties d'étain et d'une partie d'arsenic cristallise en grandes lames comme le bismuth ; il est plus cassant que le zinc et plus infusible que l'étain. L'arsenic peut être séparé par une longue exposition de l'alliage à la chaleur, dans l'air [1].

Potassium.

IX. En chauffant ensemble le potassium et l'étain, leur alliage a facilement lieu, avec un faible dégagement de lumière, à l'instant de la combinaison. Cet alliage est cassant, moins blanc que l'étain, et assez fusible. Il se détruit très-promptement, soit à l'air, soit en contact avec l'eau, par la conversion du potassium en potasse [2].

Il ne se manifeste point de lumière lors de la combinaison du sodium et de l'étain. Cet alliage ressemble, par ses propriétés, à celui de potassium et de l'étain, mais il est moins fusible que l'étain [3].

X. Nous ne connaissons point les alliages que l'étain forme avec les bases métalliques des terres alcalines et des terres pures.

Fer.

XI. L'étain se combine difficilement avec le fer. On peut cependant former un alliage de ces métaux, en les fondant ensemble dans un creuset fermé et complètement garanti de

---

[1] Bayen.
[2] Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*. I, 220.
[3] *Ibid.*, p. 240.

tout accès de l'air extérieur. Nous devons à Bergman les expériences les plus précises qui ayent été faites sur cet alliage. En fondant ensemble les deux métaux, il obtenait toujours deux alliages distincts. Le premier composé de 21 parties d'étain et de 1 partie de fer; le second de 2 parties de fer et + de 1 partie d'étain. Le premier de ces alliages était très-malléable, plus dur que l'étain, et moins brillant; le second n'était que médiocrement malléable, et trop dur pour être entamé par le couteau [1].

Planche d'etain.

L'alliage, dont on fait un si grand usage, sous le nom de *ferblanc*, est une preuve suffisante de l'affinité qui existe entre l'étain et le fer. On le forme en plongeant dans de l'étain en fusion des planches minces de fer, qu'on a complètement décapées en les frottant avec du sable, et en les laissant alors tremper pendant 24 heures dans une eau acidulée avec de l'acide sulfurique. Non-seulement l'étain recouvre la surface du fer, mais il le pénètre complètement, et le rend entièrement blanc. Il est d'usage d'ajouter un dixième de cuivre à l'étain, afin d'éviter qu'il ne forme sur le fer des couches trop épaisses [2].

Zinc.

XII. L'alliage de l'étain et du cobalt est légèrement violet, et en petits grains.

XIII. L'étain et le zinc peuvent se combiner aisément par fusion. L'alliage est beaucoup plus dur que le zinc, beaucoup plus fort que l'étain, et encore ductile. Cet alliage est souvent, dit-on, le principal ingrédient du composé appelé *potée d'étain*.

Bismuth.

XIV. L'union du bismuth et de l'étain s'opère facilement. Il suffit d'une petite portion de bismuth pour rendre l'étain plus brillant, plus dur et plus sonore. Le bismuth entre souvent dans la composition de la potée d'étain, quoique jamais en Angleterre. Avec parties égales d'étain et de bismuth, on forme un alliage qui fond à 138° centigrades; un alliage de huit parties d'étain et d'une partie de bismuth se fond à 199°, et celui de deux parties d'étain et d'une partie de bismuth à environ 166° centigrades [3].

XV. Lorsqu'on fond ensemble un mélange de huit parties de bismuth, cinq parties de plomb et trois parties d'étain

[1] Bergman. III, 471.
[2] Watson's Chem. Essays, IV, 191.
[3] D.r Lewis, Neuman's Chem. P. III.

on obtient un alliage de couleur blanche, qui fond à la température de 100° centigrades, et qui reste par conséquent à l'état de fusion sous l'eau bouillante.

Plomb. XVI. Le plomb et l'étain peuvent être combinés en toute proportion par la fusion. Cet alliage est plus dur et a beaucoup plus de tenacité que l'étain. Muschenbroeck a reconnu que ces qualités dans l'alliage sont au maximum, lorsqu'il est composé de trois parties d'étain et d'une partie de plomb. La présence de l'étain semble garantir des effets nuisibles du plomb, ce qui devient sensible lorsqu'on apprête des alimens dans des vaisseaux de ce mélange.

On employe souvent ce mélange pour étamer des vaisseaux de cuivre; et la nature nuisible du plomb ayant dû faire soupçonner que de tels vaisseaux employés pour la préparation des alimens, pouvaient être dangereux pour la santé, le gouvernement espagnol chargea M. Proust de faire des recherches à sujet. Le résultat de ses expériences fut, qu'en faisant bouillir pendant long-temps du vinaigre et du jus de limon dans des vaisseaux étamés avec le mélange de plomb et d'étain, il n'y avait qu'une quantité infiniment petite de ce dernier metal dissoute, mais que le plomb n'avait été nullement attaqué, la présence de l'étain ayant uniformément garanti le plomb de toute action; d'où l'on doit conclure que l'emploi de vaisseaux de cuivre étamés avec l'alliage de plomb et d'étain dont on vient de parler ne présente aucun danger [1]. La pesanteur spécifique de cet alliage augmente, ainsi que cela doit être, avec la proportion du plomb; d'où il suit que celle des deux métaux, dans de semblables alliages, peut se déduire de leur pesanteur spécifique, ainsi que cela est établi dans la table ci-dessous dressée par le docteur Watson, d'après ses propres expériences [2].

Etain.	Plomb.	Pes. spécifique.
0	100	11,270
100	0	7,170
32	1	7,321
16	1	7,438
8	1	7,560
5	1	7,645
3	1	7,940
2	1	8,160
1	1	8,817

[1] Ann. de Chim. LVII, 73. [2] Chemical Essays. IV, 165.

Ce qu'on appelle *potin d'étain*, n'est guères autre chose que cet alliage de plomb et d'étain. *L'étain en feuilles* est presque toujours aussi composé d'étain et de plomb. Cet alliage, dans les proportions de deux parties de plomb et d'une partie d'étain, est plus fusible que l'un et l'autre des métaux séparément, et c'est par cette raison qu'il est employé par les plombiers comme soudure. Potée d'étain.

SECTION IV.

Du Cuivre.

1. Le cuivre paraît être, après l'or et l'argent, le métal le plus anciennement connu. Dans les premiers âges et avant que l'art de travailler le fer eût été inventé, c'est principalement avec le cuivre que se fabriquaient tous les ustensiles domestiques et les instrumens de guerre. Nous voyons dans Homère, que pendant la guerre de Troye, les combattans n'avaient pas d'autres armures que celles faites de bronze, qui est un mélange de *cuivre* et d'*étain*. Le mot *cuivre* dérive de celui Cyprus, de l'île de ce nom, où ce métal fut d'abord découvert, ou du-moins, où les Grecs commencèrent à le travailler en grand.

1. Le cuivre est d'une belle couleur rouge, et très-brillant. Sa saveur est stiptique et nauséabonde : lorsqu'il a été tenu et frotté pendant quelque temps dans les mains, elles acquièrent une odeur désagréable particulière. Propriétés

2. Il est plus dur que l'argent. Sa pesanteur spécifique varie suivant les différens états dans lesquels il se trouve. Celle du cuivre le plus pur que Lewis put se procurer était de 8,830 [1]. Hatchett porte à 8,895 [2] celle du plus beau cuivre en grains de Suède, et Cronstedt évalue à 9,000 la pesanteur spécifique du cuivre du Japon [3]. Il est probable

[1] Neuman's Chemistry, p. 61. Fahrenheit la trouve de 8,334. Phil. Trans. 1724. Vol. XXXIII, p. 114.

[2] On the alloys of gold, p. 50. Bergman établit la pesanteur spécifique du cuivre de Suède à 9,3243. Opusc. II, 263.

[3] J'avais eu l'occasion de prendre la pesanteur spécifique du cuivre de la Chine, j'ai trouvé qu'elle était la même que celle du cuivre d'Europe. Ainsi je suis porté à penser que l'évaluation de Cronstedt n'est pas exacte.

que les échantillons qu'on a trouvés être d'une pesanteur spécifique inférieure n'étaient pas entièrement purs.

3. Le cuivre est très-malléable. On peut le réduire sous le marteau en feuilles tellement minces, qu'elles soient susceptibles d'être emportées par le souffle le plus léger. Il est aussi très-ductile. Sa ténacité est telle, qu'un fil de ce métal de 2 millimètres de diamètre est capable de supporter sans se rompre un poids de 137,399 kilogrammes [1].

4. Le cuivre fond à une température exprimée par 27 degrés du pyromètre de Wedgewood, évaluée par Mortimer à 1450° de Farenheit, environ 788° centigrades [2]. Lorsque dans cet état on augmente la chaleur, il se volatilise en fumées visibles. Lorsqu'il est en fusion, sa surface paraît être d'un vert bleuâtre, à-peu-près comme celle de l'or fondu [3]. Il prend, en refroidissant lentement, la forme cristalline. Mongez, à qui nous sommes redevables de beaucoup d'expériences importantes sur la cristallisation des métaux, en obtint ainsi du cuivre en pyramides quadrangulaires, insérées souvent les unes dans les autres.

S'oxide. II. Le cuivre n'est pas altéré par l'eau, qu'il ne peut décomposer lors même qu'il est chauffé au rouge, qu'avec le concours de l'air, et, dans ce cas, la surface du métal s'oxide. On peut remarquer tous les jours que lorsque l'eau a séjourné pendant quelque temps dans un vaisseau de cuivre, la portion de ce vaisseau, qui est en contact avec la surface de l'eau, se recouvre d'une croûte verte, connue sous le nom de *vert-de-gris*.

Le cuivre étant exposé à l'air, sa surface se ternit par degrés; il devient brun, et finit par se couvrir d'une croûte d'un vert obscur, qui est l'oxide de cuivre combiné avec le gaz acide carbonique. A la température ordinaire de l'atmosphère, cette oxidation du cuivre ne s'opère que très-lentement; mais si l'on fait chauffer au rouge une lame de ce métal, sa surface se recouvre en peu de minutes d'une croûte d'oxide qui s'en sépare spontanément en petites écailles à mesure que la lame refroidit. Par ce refroidissement, la lame de cuivre se contracte beaucoup plus que la croûte d'oxide, et par l'effort de

---

[1] Sickengen, *Ann. de Chim.* XXV, 9.
[2] Phil. Trans. XLIV, 672.
[3] D.r Lewis, Neuman's Chemistry. P. 61.

cette plus grande contraction, la croûte est brisée en morceaux qui se détachent. On peut obtenir en toutes quantités cet oxide en chauffant, et en plongeant alternativement dans l'eau froide une lame de cuivre; cet oxide tombe en écailles au fond de l'eau. Lorsqu'on maintient le cuivre chauffé au-dessous du rouge, sa surface prend successivement des nuances agréablement variées, d'orangé, de jaune et de bleu. On l'emploie en feuilles minces dans cet état pour l'ornement des jouets d'enfans.

Le cuivre étant chauffé à un très-grand feu, ou exposé à un courant de gaz oxigène et hydrogène, s'allume, et brûle avec une belle flamme verte d'un si grand éclat que les yeux peuvent à peine le supporter. Le produit est un oxide de cuivre.

On ne connaît jusqu'à présent que deux oxides de cuivre, et par conséquent il est vraisemblable que ce métal n'est susceptible de se combiner avec l'oxigène qu'en deux proportions différentes. On trouve le *protoxide* dans la nature. Il est de couleur rouge; celui formé artificiellement est d'une belle couleur *orangé*; mais le *peroxide* est *noir*, quoique, dans sa combinaison, il prenne les différentes nuances de bleu, de vert et de brun.

Protoxide.

1. Proust reconnut le premier le protoxide de cuivre; mais c'est à Chenevix, qui le rencontra natif dans la province de Cornouailles, que nous devons l'examen de ses propriétés. On peut le préparer en mêlant ensemble 57,5 parties d'oxide noir de cuivre, et 50 parties de cuivre, précipité en poudre fine par une lame de fer, de sa dissolution dans l'acide hydrochlorique. On broie ce mélange dans un mortier, et on le met avec de l'acide hydrochlorique dans une fiole bien bouchée. Il y a dégagement de calorique, et presque tout le cuivre est dissous. En ajoutant de la potasse à cette dissolution, l'oxide de cuivre est précipité en couleur orangé. Mais le moyen le plus facile pour former cette oxide, est de dissoudre à chaud, dans l'acide hydrochlorique, une quantité quelconque de cuivre, et de mettre la dissolution verte ainsi obtenue avec des tournures de cuivre dans une fiole bien bouchée. La couleur verte disparaît peu-à-peu. Le liquide devient d'un brun noir et opaque; et il se dépose des cristaux d'un blanc sale, ayant la forme de grains de sable. En mêlant ce liquide, ou les cristaux, avec une dissolution de

potasse, l'oxide de couleur orangé est précipité en abondance.

Cet oxide est composé, suivant les expériences de Chenevix, de 100 cuivre + 13 oxigène; mais Berzelius qui l'a examiné plus récemment, et avec une scrupuleuse attention, obtint pour résultat [1]:

Cuivre.	100
Oxigène.	12,5

En le supposant formé de 1 atôme cuivre + 1 atôme oxigène, alors le poids d'un atôme de cuivre sera 8, et le protoxide de cuivre sera composé de

Cuivre.	8
Oxigène.	1

Peroxide. 2. On peut obtenir facilement le peroxide de cuivre pur, des écailles qui se sont formées sur la surface du cuivre chauffé au rouge Ces écailles ont une couleur rouge violet qui est due à la présence d'une petite portion de cuivre métallique adhérente à leur surface inférieure; mais lorsqu'on les tient pendant quelque temps à une chaleur rouge dans un vaisseau ouvert, elles deviennent noires, et sont alors le peroxide pur de cuivre. On peut encore produire cet oxide en précipitant le cuivre par la potasse, de sa dissolution dans les acides sulfurique ou nitrique, et en chauffant ensuite assez fortement ce précipité pour en chasser l'eau qu'il peut retenir. Cet oxide est une poudre noire, sans saveur, et sans aucun éclat. Elle se dissout avec effervescence dans les acides, et forme des dissolutions bleues ou vertes, suivant l'acide. Proust, qui a analysé cet oxide, l'a trouvé composé de [2]

Cuivre.	100
Oxigène.	25

L'analyse de Berzelius [3] s'accorde parfaitement avec celle

---

[1] Chenevix, *Phil. Trans.* 1801; p. 227.
[2] Ann. de Chim. XXXII, 26.
[3] *Ibid.* LXXVIII, 107.

de Proust. Il s'ensuit donc que cet oxide est formé de 1 atôme cuivre et de 2 atômes oxigène, ou qu'il consiste en

Cuivre.	8.	100
Oxigène.	2.	25

Les oxides de cuivre sont facilement réduits à l'état métallique, lorsqu'on les chauffe avec du charbon, des huiles ou autres corps gras, et même avec quelques-uns des métaux, spécialement le zinc.

III. Si l'on introduit de la limaille de cuivre dans le gaz chlore, elle prend feu; il se forme une substance jaunâtre qui reste fixe, tandis qu'une partie se sublime à l'état d'une poudre d'un brun jaunâtre. Le premier de ces composés est un *protochlorure de cuivre*, et le second un *perchlorure*.

Protochlorure.

1. On peut former le protochlorure de cuivre en chauffant un mélange de deux parties de perchlorure de mercure et d'une partie de cuivre. Boyle, qui l'obtint de cette manière, publia en 1666 des observations sur ce composé, dans son Traité de l'*origine des formes et qualités*[1], sous le nom de *résine de cuivre*. Proust l'obtint d'un mélange d'hydrochlorate de protoxide d'étain avec une dissolution de cuivre dans l'acide hydrochlorique. Il se procura ainsi un sel blanc auquel il donna le nom d'*hydrochlorate de cuivre*[2]. Chenevix trouva depuis que ce sel est formé par l'action de l'acide hydrochlorique, à laquelle on soumet, en vaisseaux clos, un mélange, à parties égales, d'oxide noir de cuivre et de cuivre en poudre[3]. Proust l'obtint encore par la distillation de l'hydrochlorate vert de cuivre. Il restait dans la cornue une masse grisâtre qui était le *protochlorure de cuivre*. On se le procure aussi en plongeant une lame de cuivre dans un flacon rempli d'hydrochlorate vert de cuivre[4]. La couleur verte disparaît par degrés, et il se dépose de petits cristaux qui consistent en protochlorure de cuivre.

Le *protochlorure de cuivre*, lorsqu'il est pur, est de couleur d'ambre, avec un certain degré de transparence. Il fond à une température justement au-dessous de la chaleur rouge.

---

[1] Shaw's Boyle. I, 25a, 256.
[2] Ann. de Chim. XXVIII, 218.
[3] Phil. Trans. 1801, p. 237.
[4] Journ. de Physique. LI, 181.

Il n'est ni décomposé, ni sublimé à une forte chaleur rouge en vaisseaux clos; mais à l'air il se dissipe en fumées blanches. Il est insoluble dans l'eau, mais il se dissout dans l'acide nitrique sans effervescence. Sa dissolution s'opère aussi sans effervescence dans l'acide hydrochlorique; et il en est précipité sans altération par l'eau. La potasse précipite le protoxide de cuivre. Le protochlorure de cuivre est composé, suivant l'analyse de John Davy [1], de

Cuivre. . . .	64. . . .	100. . . .	8
Chlore. . . .	36. . . .	56,25. . .	4,5

d'où l'on voit qu'il est formé de 1 atôme chlore + 1 atôme cuivre.

Perchlorure. 2. Le *perchlorure de cuivre* peut s'obtenir par l'évaporation à siccité de l'hydrochlorate vert, à une température qui n'excède pas 205° centigrades. Il est d'un jaune brunâtre et pulvérulent. Exposé à l'air, il en absorbe l'humidité, il passe d'abord au blanc, puis au vert. La chaleur le décompose en en séparant une partie du chlore, ce qui le convertit en protochlorure. John Davy, qui en a fait l'analyse [2], a trouvé qu'il se composait de

Cuivre. . . .	47. . . .	100. . . .	8
Chlore. . . .	53. . . .	112,76. . .	9,02

Donc le perchlorure de cuivre est un composé de 1 atôme cuivre + 2 atômes chlore.

Iodure. IV. En chauffant ensemble le cuivre et l'iode, ces deux substances se combinent. On doit supposer par analogie qu'il existe deux *iodures* de cuivre; mais il n'a point encore été fait d'expériences sur ce sujet. Le seul iodure actuellement connu est d'un brun foncé. On peut se le procurer en versant un hydriodate de potasse dans la dissolution du cuivre dans un acide. Cet iodure est insoluble dans l'eau. Il est probablement formé de 1 atôme cuivre + 1 atôme iode, ou de

Cuivre.	8
Iode.	15,625

[1] Phil. Trans. 1812, p. 170.
[2] *Ibid.*

V. On ne connaît pas l'action du fluor sur le cuivre; ce métal, autant qu'on a pu s'en assurer jusqu'à présent, ne se combine point avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium.

VI. En mettant alternativement par couches, dans un creuset, parties égales de soufre et de cuivre, ces deux substances fondent et se combinent à une chaleur rouge. Le sulfure de cuivre ainsi obtenu est une masse cassante de couleur noire ou d'un bleu gris très-foncé, et beaucoup plus fusible que le cuivre. Sulfure.

On obtient le même composé par l'exposition à l'air, pendant un temps convenable, d'un mélange de limaille de cuivre et de soufre, dont on forme une pâte en l'humectant d'une suffisante quantité d'eau, ou même, ainsi que je m'en suis assuré par expérience, en exposant simplement le mélange à l'air, sans eau.

En mettant dans un récipient de verre placé sur un feu de charbon, un mélange de 8 parties en poids de limaille de cuivre, et de trois parties de fleurs de soufre, le mélange se fond d'abord; il se produit une sorte d'explosion; il devient rouge, et lorsqu'on l'a retiré du feu, il continue d'être ardent pendant un certain temps comme un charbon embrâsé. Si l'on examine alors ce mélange, on le trouve converti en un *sulfure de cuivre*. Cette expérience curieuse fut faite pour la première fois par les chimistes hollandais Dieman, Troostwyk, Niewland, Bondt et Laurenburg, en 1793 *. Ils trouvèrent que des diverses proportions de mélange qu'ils avaient essayées, celles ci-dessus de huit parties du métal et de trois du soufre, produisaient constamment la combustion la plus vive. Ils s'assurèrent de plus que cette combustion avait également lieu, quel que fût l'état de pureté et de dessication du cuivre et du soufre, et la nature de l'air dans le vaisseau dont ils se servaient, soit l'air de l'atmosphère, les gaz oxigène, hydrogène ou azote; et soit même que le vaisseau fût rempli d'eau ou de mercure. Il n'est pas aisé de déterminer la composition de ce sulfure par la combinaison directe du cuivre et du soufre. Il semblerait que le cuivre s'unit avec une portion d'oxigène aussi-bien que le soufre, ce qui rendrait le poids plus considérable qu'il ne

* Journal des Mines, n.° 2, p. 85.

doit l'être. Voici les expériences les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent sur ce composé :

	Cuivre.		Soufre.		Cuivre.	Soufre.
Proust[1]. . . .	78	+	22	ou. . .	8	+ 2,25
Vauquelin[2]. .	78,69	+	21,31.	. . .	8	+ 2,166
Berzelius[3]. . .	10	+	2,56.	. . .	8	+ 2,048

Le sulfure de cuivre est donc ainsi formé de 1 atôme cuivre + 1 atôme soufre. L'expérience de Berzelius est celle qui se rapproche le plus de la vérité, quoique l'augmentation de poids soit de deux et demi pour cent plus grande qu'elle ne devait l'être.

Phosphure. VII. Pelletier forma du *phosphure de cuivre*, en mêlant ensemble seize parties de cuivre, seize parties de verre phosphorique, et deux de charbon en poudre[4]. Margraff fut le premier qui forma le phosphure de cuivre, en distillant ensemble le phosphore et l'oxide de cuivre. Le moyen le plus facile de l'obtenir est de projeter le phosphore dans du cuivre rougi dans un creuset. Le phosphure de cuivre est de couleur blanche et composé, suivant Pelletier, de vingt parties de phosphore et quatre-vingt parties de cuivre[5]. Sa dureté est plus considérable que celle du fer, et quoiqu'il ne soit pas ductile, il se pulvérise difficilement. Sa pesanteur spécifique est de 7,1220. Il cristallise en prismes à quatre pans[6]. Il est plus fusible que le cuivre. Exposé à l'air il perd son éclat, noircit, et tombe en morceaux; le cuivre est oxidé, et le phosphore converti en acide phosphorique. Si on lui fait subir un degré de chaleur suffisant, le phosphore brûle et laisse le cuivre sous la forme de scories noires[7].

Sage a fait voir que ce composé n'abandonne pas aisément tout son phosphore; qu'il en retient toujours, même après avoir été plusieurs fois fondu, environ 0,083. Dans cet état on peut le considérer comme un sous-phosphure. Il est plus fusible que le cuivre; il a la dureté, le grain et la couleur

[1] Ann. de Chim. XXXVIII, 172.
[2] Ann. du Mus. d'Hist. nat. XVII, 16.
[3] Ann. de Chim. LXXVIII, 103.
[4] *Ibid.* I, 103.
[5] *Ibid.* XIII, 103.
[6] Sage, *Journ. de Phys.* XXXVIII, 468.
[7] Fourcroy. VI, 252.

de l'acier ; il est susceptible de prendre le même poli [1]. Alliages avec arsenic.

VIII. En fondant ensemble du cuivre et de l'arsenic dans un creuset fermé, et après avoir recouvert leur surface de sel marin, pour les garantir de l'action de l'air qui oxiderait l'arsenic, la combinaison de ces deux métaux a lieu. L'alliage est blanc et cassant. On l'emploie à une grande variété d'usages, mais on y ajoute ordinairement un peu d'étain ou de bismuth. Cet alliage est connu sous les noms de *cuivre blanc*, ou *tombac blanc*. Lorsque l'arsénic y est en moindre proportion, l'alliage est ductile et malléable [2].

IX. Davy établit en fait que le cuivre peut s'unir au potassium et au sodium, et que les alliages ainsi formés décomposent l'eau ; mais leurs propriétés n'ont pas été particulièrement examinées. Potassium.

Nous ne connaissons pas les alliages que le cuivre peut former avec les bases métalliques des terres alcalines et des terres pures.

X. Le fer peut s'unir au cuivre par fusion ; mais cette combinaison ne s'opère qu'avec une très-grande difficulté. On n'a encore fait aucun usage de cet alliage. Il est gris, peu ductile, et beaucoup moins fusible que le cuivre. Thénard s'est assuré que cet alliage est attirable à l'aimant lors même que le fer n'y entre que pour un dixième [3]. M. Levavaseur a publié quelques observations qui porteraient à penser que la variété du fer, qu'il appele *fer fragile chaud*, doit quelquefois ses propriétés particulières à la présence du cuivre. Dans cette variété la tenacité est plus considérable que dans le fer ordinaire, et par conséquent elle convient mieux pour certains usages. On peut le soumettre à l'action du marteau lorsqu'il est chauffé à blanc ; dès qu'il est assez refroidi pour que sa couleur passe au brun, il faut cesser de le forger jusqu'à ce qu'il soit devenu d'un cerise obscur ; alors on peut continuer de le forger jusqu'à ce qu'il soit entièrement refroidi [4]. Fer.

XI. Le cuivre forme avec le nickel un alliage dur, cassant, qui s'oxide aisément par son exposition à l'air. Nickel.

XII. L'alliage du cuivre et du cobalt est inconnu.

XIII. Le manganèse s'unit facilement avec le cuivre. Le Manganèse.

---

[1] Nicholson's Journal. IX, 268.
[2] Neuman's Chemistry. P. 141.
[3] Ann. de Chim. L, 131.
[4] *Ibid.* XLII, 183.

composé, suivant Bergman, est très-malléable, il est de couleur rouge, et quelquefois il devient vert au bout d'un certain temps. Gmelin fit un grand nombre d'expériences pour s'assurer si cet alliage pourrait être formé en fondant l'oxide noir de manganèse avec le cuivre. Il réussit en partie, et il proposa de substituer cet alliage à celui du cuivre et de l'arsenic, dont on fait usage dans les arts [1].

XIV. On ne connaît pas d'alliages de cuivre avec le cérium et l'urane.

Zinc. XV. Le zinc se combine très-bien avec le cuivre, et il en résulte un des plus utiles de tous les alliages métalliques. On produit ordinairement l'union de ces métaux, en mêlant ensemble, avec une proportion convenable de poussière de charbon, du cuivre en grenaille, et l'oxide natif de zinc appelé *calamine*. On chauffe ce mélange pendant cinq à six heures, et alors on pousse la chaleur à un degré suffisant pour fondre le composé. On le coule ensuite dans un moule de granite dont les bords sont garnis de fer, et on le fond en plaques. Ce Laiton. composé est généralement connu sous le nom de *laiton*. Sa couleur et ses autres qualités varient selon les proportions diverses des métaux qui le constituent. Suivant le docteur Lewis, qui a fait un grand nombre d'expériences sur ce sujet, une très-petite portion de zinc suffit pour étendre la couleur du cuivre, l'affaiblir et la rendre pâle. Lorsque le cuivre a pris un douzième de son poids de zinc, la couleur tend au jaune. Cette nuance va toujours en augmentant à mesure que la proportion du zinc s'accroît, jusqu'à ce que le poids du métal dans l'alliage soit égal à celui du cuivre. Si au-delà de ce terme, la proportion du zinc augmente, l'alliage devient pâle de plus en plus, et à la fin il est blanc [2]. La proportion du zinc retenue par le cuivre, varie dans les différentes manufactures, suivant le procédé qu'on y suit et l'usage auquel le laiton doit être employé. Dans quelques fabriques anglaises, on fait un laiton qui contient les 0,33 de son poids de zinc. En Allemagne et en Suède, du-moins si les proportions établies par Wasserberg sont exactes, celles du zinc varient des 0,20 aux 0,25 de celle du cuivre [3].

---

[1] Gottingen Comment. 1787, vol. IX, p. 75.
[2] Neuman's Chemistry. P. 65.
[3] Wasserberg. I, 261.

Il est évident que l'alliage le plus intime et le plus complet consistera dans deux parties de cuivre en poids, et une partie un huitième de zinc; ce qui est équivalent à 1 atôme de chaque métal : c'est le laiton d'Angleterre. Le laiton de Hollande, qui contient le mieux poumbes objets d'horlogerie, etc., paraît être un composé de deux atômes de cuivre et d'un atôme de zinc.

Le laiton est beaucoup plus fusible que le cuivre. Il est malléable lorsqu'il est froid, à moins que la proportion du zinc ne soit en grand excès; mais lorsqu'il est chauffé, il devient cassant. Le laiton est ductile, susceptible d'être tiré en fils très-fins, et il est beaucoup plus roide que le cuivre. Telles sont les observations de Muschenbroek, d'après lesquelles cet alliage, suivant Gellert, a pesanteur spécifique est plus grande que celle moyenne des deux métaux. Elle varie considérablement, suivant la proportion du zinc. Le docteur Watson trouve que celle d'un échantillon de feuille de laiton de Bristol était 8,441 ; tandis que Brisson n'établit celle du laiton ordinaire fondu, qu'à 7,824. Le laiton se façonne très-aisément au tour, ce qui le rend plus propre qu'aucun autre métal à être travaillé.

Pinchbeck.

Par la fusion du zinc à l'état métallique avec le cuivre ou le laiton, on forme un alliage connu sous les noms de *pinchbeck*, *métal de prince*, *métal du prince Robert*, etc. La proportion du zinc varie aussi dans cet alliage, comme dans le laiton; elle s'élève quelquefois jusqu'à la moitié du tout, et d'autres fois, elle est beaucoup moindre. La couleur du pinchbeck se rapproche beaucoup de celle de l'or; mais cet alliage est cassant, ou du-moins beaucoup moins malléable que le laiton. Les anciens connaissaient le laiton, et ils en faisaient beaucoup de cas. Ils le retiraient d'une mine de zinc qu'ils appelaient *cadmie*. Le docteur Watson a prouvé que c'était le laiton auquel ils donnèrent le nom de *orichalcum*[2]. Leur *as* était le cuivre, ou plutôt le bronze[3].

[1] Chem. Essais. IV, 58.

[2] Manchester, *Transactions*. Vol. II, p. 47.

[3] Il paraît que les anciens n'ont pas exactement connu la différence qui existe entre le cuivre, le laiton et le bronze. C'est à cela que doit s'attribuer la confusion qu'on remarque dans leurs dénominations. Ils ne considéraient le laiton que comme une espèce plus précieuse de cuivre. Ils se servaient, en conséquence, souvent du mot *æs*, pour

XVI. Le cuivre forme avec le bismuth un alliage cassant, d'un rouge pâle, et d'une pesanteur spécifique, qui est exactement le terme moyen de celle des deux métaux alliés [1].

Plomb. XVII. Le cuivre ne s'unit au plomb que lorsqu'il est fondu à une température assez élevée pour le faire bouillir et répandre des fumées, c'est-à-dire à la chaleur d'un rouge éclatant. Si on projete des morceaux de cuivre dans le plomb mis en fusion à cette température, le cuivre disparaît aussitôt. L'alliage ainsi formé, est gris, cassant lorsqu'il est froid, et à texture grenue [2]. Suivant Kraft, sa pesanteur spécifique est inférieure à celle moyenne des deux métaux [3]. L'union entre les deux métaux est très-faible. Lorsque l'alliage est exposé à une chaleur suffisante seulement pour fondre le plomb, presque tout ce métal se sépare en laissant le cuivre à-peu-près à l'état de pureté [4]. On peut scorifier le peu de plomb qui reste, en chauffant le cuivre au rouge. Si le plomb qui s'est séparé a entraîné avec lui un peu de cuivre, en le fondant, le cuivre nage à la surface, d'où l'on peut facilement l'enlever. On emploie, dit-on, quelquefois cet alliage dans les imprimeries, pour les grands caractères [5].

Etain. XVIII. L'union de l'étain avec le cuivre est très-facile, très-prompte, et produit un alliage qui est d'une grande utilité dans les arts. Il forme, suivant les différentes proportions dans lesquelles ces deux métaux y entrent, le métal des canons, celui des cloches, le bronze, et les miroirs des télescopes. L'addition de l'étain diminue la ductilité du cuivre; elle augmente sa dureté, sa ténacité, sa fusibilité, et le rend plus

---

les désigner indifféremment l'un ou l'autre. Ils appelèrent le cuivre, *æs cyprium*, et ensuite seulement *cyprium*, mot qui, dans la suite des temps, a été transformé dans celui de *cuprum*. Pline emploie le mot *cyprium*. Liv. XXXVI, ch. 26. C'est dans Spartien, qui vivait dans l'an 290 environ, qu'on trouva, pour la première fois, le mot *cuprum*. Il dit dans sa Vie de Caracalla, *cancelli ex ære vel cupro*.

[1] Gellert.

[2] Lewis, Neuman's chemistry. P. 57.

[3] Wassgrberg, I, 263.

[4] Lewis, Neuman's chemistry. P. 57. Ce mode de séparation s'appelle, en chimie, *éliquation*.

[5] Fourcroy. VI, 266. M. Hatchett s'est assuré plus récemment qu'on ne peut employer le cuivre pour allier l'or, à moins qu'il ne soit exempt de plomb. La plus petite partie de ce dernier métal, quoique trop peu sensible pour affecter le cuivre lui-même, produit un changement remarquable sur la ductilité de l'or.

sonore. La pesanteur spécifique de l'alliage est plus grande que la densité moyenne de celles des deux métaux qui le composent. Il résulte des expériences de Briche, que cette augmentation de pesanteur spécifique est d'autant plus forte qu'il y a plus d'étain dans l'alliage, et qu'elle est à son maximum dans l'alliage de 100 parties de cuivre et de 16 parties d'étain, dont la pésanteur spécifique est de 8,87. Celle de l'alliage de parties égales de cuivre et d'étain est de 8,79; mais la pesanteur spécifique du cuivre étant de 8,7, et celle de l'étain de 7,3, la pesanteur spécifique de l'alliage à parties égales des deux métaux, ne devrait être que de 8. Il y a donc augmentation de densité de 0,79[1]. Il faut tenir long-temps ces deux métaux en fusion, et bien agiter la matière dans cet état, pour que le mélange en soit bien exact; autrement la plus grande partie de l'étain surnage le mélange, et la plus grande partie du cuivre reste au-dessous. Il en résulte alors deux alliages différens; l'un, composé d'une grande proportion de cuivre combiné avec une petite quantité d'étain, l'autre, d'une grande proportion d'étain allié avec une petite quantité de cuivre.

Métal des canons.

Le bronze et le métal des canons sont composés de 100 parties de cuivre combinées avec une proportion de 8 à 12 parties d'étain. Cet alliage est cassant, jaune, plus pesant que le cuivre qu'il surpasse de beaucoup en ténacité : il est beaucoup plus fusible et moins susceptible de s'altérer à l'air. C'est avec cet alliage que les anciens fabriquaient leurs instrumens tranchans, avant que l'art de travailler le fer eût été perfectionné. Le χαλκος des Grecs, et peut-être le *as* des Romains, n'étaient-ils autre chose que cet alliage; et même leurs monnaies de cuivre contiennent un mélange d'étain[2]. On applique souvent à cet alliage le nom de *laiton*, quoique dans la stricte acception de ce mot il désigne un composé de cuivre et de zinc. Il ne se fait en Angleterre de canons de bronze qu'à Woolwich. La proportion de l'étain varie depuis 8 parties jusqu'à 12, sur 100 parties de cuivre. Plus ce dernier métal est pur, et plus il exige d'étain pour cet alliage qui est plus sonore que le fer, d'où il suit que le bruit du coup des

[1] Journ. des Mines. An V, p. 881.

[2] *Voyez* l'Analyse de Dizé, Journ. de Phys. 1790.

canons de bronze est beaucoup plus considérable que celui des canons de fonte de fer [1].

Métal de cloches

Le métal de cloches est ordinairement composé de trois parties de cuivre et d'une partie d'étain. Sa couleur est d'un blanc grisâtre : il est très-dur, sonore et élastique. On peut séparer de cet alliage la plus grande portion de l'étain, en le mettant en fusion, et en y jetant alors un peu d'eau. L'étain décompose l'eau, il est oxidé, et vient à la surface. Le métal de cloches se fait ordinairement en Angleterre, suivant Swendenburg, avec les scories des fonderies de canons de bronze, fondues de nouveau [2]. La proportion d'étain, dans le métal de cloches, varie. Il y en entre moins dans les cloches des églises que dans les timbres des horloges ; et dans les plus petits timbres, comme ceux des montres, on ajoute un peu de zinc à l'alliage [3].

Métal de miroirs

L'alliage dont on se sert pour les miroirs des télescopes, est celui qu'employaient les anciens pour la composition de leurs miroirs. Il consiste dans environ deux parties de cuivre unies à une partie d'étain. Les meilleures proportions, suivant Mudge, étaient celles de 32 parties de cuivre et de 14,5 d'étain. Klaproth ayant eu occasion de faire l'analyse d'un échantillon de miroir ancien, le trouva composé de

62	cuivre.
32	étain.
6	plomb.
100	

mais il y considéra la présence du plomb comme accidentelle [4]. Cet alliage, très-dur, est de couleur d'acier, et susceptible d'un beau poli ; mais on se sert encore souvent, pour le même objet, de plusieurs autres composés [5].

Cuivre étamé.

On recouvre ordinairement d'une couche mince d'étain les vaisseaux de cuivre, spécialement ceux qui servent comme ustensiles de cuisine, afin de les garantir de l'oxidation du cuivre ; et d'éviter que les aliments qu'on y prépare ne prennent

---

[1] Watson's chem. Essais. IV, 127.
[2] Wasserberg. I, 262.
[3] Watson's chemical Essais. IV, 132.
[4] Phil. Mag. XVII, 294.
[5] Wasserberg. I, 262 ; et Watson's chem. Essais. IV, 139.

aucune imprégnation de ce métal vénéneux. On appelle vaisseaux *étamés* ceux qui ont subi cette préparation. Elle consiste à bien racler la surface intérieure du vaisseau avec un instrument de fer; on la frotte ensuite avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque. On chauffe et on saupoudre la surface de poix résine : on applique alors de l'étain qu'on étend bien sur toute cette surface du cuivre, tandis qu'elle est chaude; elle blanchit aussitôt et prend la couleur de l'argent. L'opération préalable de l'étamage, celle qui consiste à gratter la surface intérieure du vaisseau, a pour objet de le mettre à l'état de cuivre parfaitement pur et métallique, parce que l'étain ne se combinerait point avec l'oxide de cuivre. La couche d'étain ainsi appliquée, est excessivement mince. Bayen a vérifié qu'une casserolle de cuivre de 229 millim. de diamètre, et de 83 millimètres de profondeur, n'avait augmenté en poids, par l'étamage, que de 1^gr,359. Il n'y a aucun moyen de faire l'enduit plus épais. On peut bien à-la-vérité appliquer plus d'étain, mais il suffit d'une chaleur médiocre pour le fondre, le faire couler, et abandonner la surface du vaisseau.

SECTION V.

Du Bismuth.

I. Les mines de ce métal sont très-rares, et ne se rencontrent principalement qu'en Allemagne; ce qui explique, en quelque sorte, pourquoi les Grecs et les Arabes semblent n'en avoir pas eu connaissance. Il paraît cependant que les mineurs allemands l'avaient distingué à une époque très-reculée, et qu'ils lui avaient déjà donné le nom de *bismuth*; car dans le Traité d'Agricola, ayant pour titre *Bermannus*, qui date au-moins de 1529, il est décrit sous ce nom comme étant bien connu en Allemagne, et il le considère comme un métal particulier. Les mineurs lui donnèrent aussi le nom de *tectum argenti*, parce qu'ils le regardaient comme de l'argent dont la formation n'était point encore achevée*. Pott, dans sa Dissertation Histoire.

* Konig's, regnum minerale, p. 80. A la fin même du dix-septième siècle, on le considérait comme une espèce de plomb. Il y en avait

sur le bismuth, publiée en 1739, rend compte de la manière dont le bismuth se comporte avec différentes substances chimiques, ainsi que de plusieurs faits concernant ce métal, qu'il avait recueillis dans les écrits des alchimistes. Beccher semble être le premier chimiste qui ait fait connaître quelques-unes de ses propriétés les plus remarquables. Neuman dans sa Chimie, Hellot et Dufay, ajoutèrent quelques faits à ceux déjà connus sur le bismuth: mais Geoffroy le jeune entreprit le premier une série complète d'expériences sur ce métal. La première partie de son travail fut publiée en 1753, dans les Mémoires de l'Académie française; mais la mort l'enleva aux sciences avant l'achèvement de son plan.

Les chimistes furent pendant quelque temps disposés à considérer le bismuth comme un alliage; mais cette opinion fut peu-à-peu mise de côté.

Le docteur John Davy publia, en 1812, une suite d'expériences faites avec beaucoup de soin sur les composés que le bismuth forme avec l'oxigène, le chlore et le soufre [1]. En 1813 il en fut annoncé d'autres par M. Lagerhjelm, sur les combinaisons de ce métal avec l'oxigène et le soufre [2].

Propriétés. 1. Le bismuth est d'une couleur blanche rougeâtre, et presqu'entièrement dépourvu d'odeur et de saveur. Il est composé de larges lames brillantes, adhérentes les unes aux autres. Sa forme primitive est, suivant Haüy, l'octaèdre, ou deux pyramides à quatre côtés, appliquées base à base [3].

2. Il est plus mou que le cuivre; sa pesanteur spécifique est de 9,822 [4].

3. Lorsqu'il a été écroui avec précaution, sa densité est considérablement augmentée, ainsi que Muschenbroeck s'en est assuré; et par conséquent il n'est pas très-cassant. Cependant il n'est pas malléable; car il se brise par une percussion rapide et violente du marteau. Il ne peut pas non plus être tiré en fils. D'après les essais de Muschenbroeck, sa ténacité est

---

trois, dit Etmuller, savoir, le plomb ordinaire, l'étain et le bismuth: le bismuth approche le plus près de l'argent. Etmuller's Chemistry, p. 321.

[1] Phil. Trans. 1812, p. 169.

[2] Annals of Philosophy. I, 357.

[3] Journ. des Mines. An V, p. 582.

[4] Brisson et Hatchett, suivant Berzelius, 9,8827.

telle qu'une verge de ce métal, de 2 millim. de diamètre, peut soutenir un poids d'environ 14 kilogrammes.

4. Il entre en fusion à la température de 247° centigr. *; et si alors la chaleur est augmentée, il s'élève en vapeur, il peut être distillé à vaisseaux clos. Si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir lentement, et qu'aussitôt qu'il est figé à sa surface on fasse écouler la portion encore liquide du métal, le reste se trouve cristallisé en parallélipipèdes, qui se croisent à angles droits.

II. Le bismuth se ternit promptement à l'air; mais il n'y éprouve pas d'autre altération sensible. Il n'a point d'action sur l'eau. Combinaison avec l'oxigène.

Lorsqu'on le tient en fusion avec le contact de l'air, sa surface se recouvre promptement d'une pellicule de couleur bleu foncé, qui, en étant détachée par l'agitation, est remplacée par une autre, et ainsi successivement jusqu'à ce que le métal soit entièrement oxidé. Lorsqu'on chauffe ces pellicules à l'air, en les agitant, elles se convertissent bientôt en une poudre brunâtre ou jaunâtre.

Geoffroy a observé le premier qu'en chauffant au rouge le bismuth, il prend feu, brûle avec une légère flamme bleue; et il émet en même-temps une fumée jaune qui, étant recueillie, est une poudre jaune non volatile, à laquelle on a donné le nom d'*oxide jaune de bismuth*.

Si l'on verse de l'eau dans une dissolution de bismuth dans l'acide nitrique, il se précipite une poudre blanche qu'on appelait autrefois *magistère de bismuth*, et qu'on emploie comme cosmétique, sous le nom de *blanc de perle*. Bucholz a fait voir que cette poudre est un composé d'oxide de bismuth et d'acide nitrique. Peroxide.

L'oxide de bismuth est une poudre jaune sans saveur et insoluble dans l'eau. Lorsqu'il est fortement chauffé, il fond, et sa couleur devient plus foncée. Il peut être sublimé, suivant Bucholz, à un degré de chaleur inférieur à celle nécessaire pour le fondre. Il a été fait beaucoup de recherches sur la composition de cet oxide. Nous présentons ici les résultats obtenus

* Irvine, Nicholson's Jour. IX, 46. Suivant Berzelius, son poids de fusion est à 233° centigrades.

Bucholz et Klaproth [1]	100 métal	+	12 oxigène
John Davy [2]	100	+	11,111
Lagerhjelm [3]	100	+	11,275
Thomson	100	+	11,3

Ces expériences se rapportent toutes entre elles. Je suis porté à considérer les résultats de celles de Lagerhjelm comme se rapprochant le plus de la vérité, parce qu'il avait eu le soin de dépouiller le bismuth sur lequel il opérait de la petite quantité de fer qui l'accompagne et l'altère ordinairement. Considérons actuellement 100 de bismuth, comme étant oxidé par son union avec 11,267 d'oxigène, ce qui s'accorde presque exactement avec la détermination de Lagerhjelm; dans cette supposition, le poids d'un atôme de bismuth sera 8,875. Son oxide se composera donc de

Bismuth	8,875.	100
Oxigène	1	11,2672
Un atôme de cet oxide pésera	9,875	

On substitue quelquefois le bismuth au plomb dans le procédé de la coupellation. Ce fut Dufay qui le proposa le premier pour cet objet, en 1727; et ses expériences à cet égard furent confirmées depuis par Pott. On réduit aisément cet oxide en le chauffant avec le charbon ou d'autres combustibles, car l'affinité entre le bismuth et l'oxigène est faible.

Chlorure. III. En introduisant du bismuth dans le gaz chlore, ce métal prend feu, et il se produit un *chlorure de bismuth*. Ce composé a été pendant long-temps connu sous le nom de *beurre de bismuth*. On l'obtient en chauffant le bismuth avec du perchlorure de mercure. En tenant ces substances en fusion pendant une heure ou deux à une température au-dessous du terme d'ébullition du mercure, le bismuth se dépose par degrés, et il laisse le chlorure de ce métal pur. Le chlorure, ainsi préparé, est d'un blanc grisâtre; il est opaque et à texture grenue, quoique non cristallisé. Il ne se sublime pas, lorsqu'il est chauffé au rouge dans un tube de verre à étroite ouverture. Suivant l'analyse de ce chlorure par le docteur

---

[1] Klaproth's Beitrage. II, 294.

[2] Phil. Trans. 1812, p. 201.

[3] Annals of Philosophy. IV, 357.

John Davy[1], à qui nous devons la connaissance des faits qui précèdent, sa composition est de

Chlore.....	33,6.....	4,5
Bismuth.....	66,4.....	8,89

Ce qui coïncide très-bien avec le poids d'un atôme de bismuth tel qu'il a été déduit de l'oxide.

IV. L'iode se combine aisément avec le bismuth à l'aide de la chaleur. L'iodure est d'un jaune orangé, et insoluble dans l'eau; mais on peut le dissoudre, sans qu'il en résulte aucun précipité, dans une dissolution de potasse caustique. Cet iodure n'a pas été analysé; mais on ne peut douter qu'il ne soit composé de ..... Iodure.

Iode.....	15,625
Bismuth.....	8,875

ou d'un atôme d'iode et d'un atôme de bismuth.

V. Nous ne connaissons point l'action du fluor sur le bismuth. Il ne se combine ni avec l'azote ni avec l'hydrogène; on ne connaît pas non plus de composés de bismuth avec le carbone, le bore ou le silicium. Il ne semble pas susceptible de s'unir en aucune proportion quelconque avec le phosphore.

Pelletier essaya de diverses manières et sans succès, de former le phosphure de bismuth. Cependant en jetant des petits morceaux de phosphore dans ce métal en fusion, il obtint une substance qui ne paraissait pas différer du métal, mais qui, au chalumeau, donnait quelques indices de phosphore[2]. Cette substance ne lui semblait pas contenir plus de 0,04 de phosphore, encore cette petite portion n'y paraissait-elle que mécaniquement mêlée.

VI. Le soufre s'unit facilement au bismuth par la fusion. Le sulfure de bismuth est d'un gris bleuâtre, il cristallise en belles aiguilles tétraèdres qui se croisent. Il est très-cassant et très-fusible; il ressemble beaucoup au sulfure d'antimoine, mais il est d'une couleur plus brillante. D'après les expériences de Wenzel, 100 parties de bismuth s'unissent par la fusion à 17,5 de soufre. Sulfure.

[1] Phil. Trans. 1812, p. 190

[2] Ann. de Chim. XIII, 130.

Suivant les expériences de Vauquelin [2], la composition du sulfure de bismuth est de

Bismuth.	68,25.	100
Soufre.	31,75.	46,52
	100,00	

Cette composition est, selon John Davy [3], de

Bismuth.	67,5.	100
Soufre.	15,08.	22,34

et d'après Lagerhjelm [3], de

Bismuth.	100
Soufre.	22,52

On voit, par ces expériences, que le bismuth se combine avec deux proportions de soufre. Le sulfure de John Davy et de Lagerhjelm est formé d'un atôme de bismuth et d'un atôme de soufre. Le sulfure de Vauquelin est un bisulfure contenant 1 atôme de bismuth et 2 atômes de soufre.

SECTION VI.

Du Mercure.

I. Le mercure, appelé aussi *vif argent*, fut connu dès les temps les plus reculés, et semble avoir été employé par les anciens, comme il l'est encore aujourd'hui, à appliquer l'or sur les autres corps, et à l'en séparer.

Propriétés. 1. Sa couleur est blanche et semblable à celle de l'argent, ce qui lui avait fait donner les noms d'*hydrargyrum*, *argentum vivum*, *vif argent*. Il est insipide et inodore; il a beaucoup d'éclat, et lorsque sa surface n'est pas ternie, c'est un très-bon miroir.

2. Sa pesanteur spécifique est de 13,568 [4].

---

[1] Ann. du Mus. d'Hist. nat. XV, 9.
[2] Phil Trans. 1812, p. 201.
[3] Annals of Philosophy. IV, 357.
[4] Cavendish et Brisson. Cette pesanteur spécifique varie considérablement, comme celle de tous les autres métaux. Fahrenheit la trouva de 13,575. (Phil. Trans. 1724, vol. XXXIII, 114.) Suivant M. Biddle, elle est de 13,613, à la température de 10° centigrades. (Phil. Mag. XXX, 134.) Je l'ai trouvée de 13,4228.

3. Le mercure diffère de tous les autres métaux par son état permanent de fluidité à la température ordinaire de l'atmosphère; mais il devient solide à un degré de froid suffisant, que M. Hutchins [1], par des expériences faites à la baie d'Hudson, a trouvé être de — 39°,44 cent. Cette congélation du mercure fut accidentellement découverte, en 1759, par le professeur Braun, à Pétersbourg. Dans un temps de froid très-rigoureux, il désira connaître le degré qu'indiquerait le thermomètre plongé dans un mélange de neige et de sel; observant que le mercure y était stationnaire, même après que le thermomètre avait été retiré du mélange, il en cassa la boule, et trouva le mercure congelé en une masse solide. Cette expérience a été maintes fois répétée depuis, et spécialement en Angleterre. Le mercure se contracte considérablement au moment de sa congélation, circonstance qui avait induit en erreur les premiers savans qui en avaient été les témoins. Le mercure, dans leurs thermomètres, s'abaissait tellement avant d'arriver à cet état, qu'ils jugèrent que le froid auquel ils l'avaient exposé, était beaucoup plus considérable qu'il ne l'était réellement. Ce fut en conséquence des termes réglés à ce sujet par Cavendish, que M. Hutchins se trouva en état de reconnaître le point réel de congélation du métal. Son terme de congélation.

4. Le mercure solide peut être soumis à l'action du marteau, sous lequel il peut s'étendre sans se rompre. Il est cependant malléable; mais son degré de malléabilité, non plus que ceux de sa ductilité et de sa ténacité, n'ont point été déterminés.

5. Le mercure entre en ébullition à la chaleur de 347°, centig. [2]. On peut donc le réduire en totalité en vapeurs, ou le faire passer par la distillation d'un vaisseau dans un autre. On se sert avec avantage de ce moyen pour le purifier, en le séparant des différentes substances métalliques avec lesquelles il est souvent uni. Son terme d'ébullition.

Le mercure, à l'état de vapeur, est invisible comme l'air. Il est, ainsi que lui, élastique et indéfiniment expansible par l'action du calorique au point de faire éclater les vaisseaux les plus forts. Geoffroy, sur l'invitation que lui en fit un

---

[1] Phil. Trans. 1783, 303.

[2] Cricton, *Phil. Mag.* XVI, 49. Suivant Heinrich, ce terme est 348° centigr. Schweigger's Journ. I. 214.

alchimiste, en renferma une certaine quantité dans un globe de fer, fortement maintenu par des cercles de même métal, et il plaça ce globe dans un fourneau. A peine fut-il devenu rouge, qu'il éclata avec toute la violence d'une bombe, et le mercure fut dissipé en totalité [1].

S'oxide. II. L'eau n'a aucune action sur le mercure. Lorsqu'il est exposé à l'air sa surface se ternit peu-à-peu, et se couvre d'une poudre noire, qui résulte de sa combinaison avec l'oxigène de l'atmosphère; mais cet effet, qui ne se produit ainsi que très-lentement, est beaucoup plus prompt à l'aide de la chaleur, ou par l'agitation dans de grands vaisseaux remplis d'air. Par l'un ou l'autre de ces moyens, le mercure est converti en un oxide. Cet oxide est de couleur rouge dans le premier cas, et, dans le second, il est noir.

Les oxides de mercure connus jusqu'à présent sont au nombre de deux.

Protoxide. 1. Le protoxide a été décrit avec soin, pour la première fois, par Boerhave. Il le forma en mettant un peu de mercure dans une bouteille qu'il attacha à une roue de moulin [2]. Par l'agitation constante qu'il éprouva ainsi, le métal fut converti en une poudre noire sans aucun éclat métallique, d'une saveur cuivreuse, et insoluble dans l'eau, à laquelle il donna le nom d'*ethiops per se*. On obtient aussi une poudre noire lorsqu'on fait digérer le protochlorure de mercure, calomel, dans une lessive alcaline. Cette poudre noire avait été considérée jusqu'à présent comme un protoxide de mercure, mais M. Guibourt assure qu'elle présente des globules de mercure coulant [3] qu'on peut y apercevoir à la loupe, et même à l'œil nu, lorsque cette poudre est soumise à une forte pression [3]. On a fait beaucoup d'expériences diverses pour déterminer la composition de cet oxide. Celles de Seftstrom [4] paraissent être les plus exactes : suivant lui, c'est un composé de

Mercure.	100
Oxigène.	3,99

[1] Chimie de Macquer.

[2] Cette expérience fut faite, pour la première fois, par Homberg, en 1699: il attacha une bouteille contenant du mercure à un claquet de moulin. Abrégé des Mém. de Par. par Martyn. Vol. I.

[3] Ann. de Chim. et de Phys. I, 422.

[4] Annals of Philosophy. III, 355.

Nous pouvons, sans faire sensiblement erreur, le considérer comme consistant en 100 mercure + 4 oxigène. En le supposant formé de 1 atôme mercure + 1 atôme oxigène, un atôme de mercure pesera 25, et le poids d'un atôme du protoxide de mercure sera 26.

2. Lorsque le mercure ou son protoxide, est exposé à une chaleur d'environ 315° centig., il se combine avec une quantité additionnelle d'oxigène, prend une couleur rouge et se convertit en un peroxide. On peut le former de deux manières. 1°. On met un peu de mercure dans une bouteille de verre à fond plat, ou matras, dont le col est tiré en pointe à la lampe d'émailleur, pour en former un tube tellement étroit, que le mercure ne puisse s'échapper, et qu'il suffise pour permettre l'accès de l'air extérieur. On place ce matras sur un bain de sable, on le chauffe jusqu'à faire bouillir le mercure, et on entretient constamment, pendant quelque temps, la chaleur à ce degré. La surface du mercure se noircit peu-à-peu; ensuite elle devient rouge, en se combinant avec l'oxigène de l'air; et au bout de quelques semaines la totalité est convertie en une poudre rouge, ou plutôt en petits cristaux d'un rouge très-foncé. On appelait autrefois l'oxide ainsi obtenu, *précipité per se*. 2°. En faisant évaporer à siccité la dissolution du mercure dans l'acide nitrique, et en exposant alors le résidu à une chaleur graduée, il prend une couleur écarlate brillante. La poudre ainsi obtenue est le *précipité rouge*; elle a exactement les mêmes propriétés que l'oxide produit par le premier moyen [1]. Oxide rouge.

Cet oxide a une saveur âcre et désagréable; c'est un poison; il agit comme les escarotiques sur la peau. Il est un peu soluble dans l'eau; en le triturant avec du mercure il abandonne une partie de son oxigène, et le mélange prend différentes couleurs, suivant la proportion des ingrédiens. Lorsqu'on le chauffe avec de la limaille de zinc ou d'étain, il enflamme ces métaux. D'après les expériences de Seftstrom [2], que je considère comme étant les plus exactes, cet oxide est composé de:

Mercure.	100
Oxigène.	7,99

[1] *Voyez* la description de la méthode de fabriquer cet oxide par Paysse. Ann. de Chim. LI, 202.

[2] Annals of Philosophy. III, 355.

Il contient donc exactement deux fois autant d'oxigène que le protoxide, et par conséquent, il est formé de 1 atôme mercure et 2 atômes oxigène.

Chlorure. III. Le mercure introduit dans le gaz chlore et chauffé prend feu. Ce métal peut se combiner avec le chlore en deux proportions et former 2 chlorures qui ont été connus depuis long-temps. Le protochlorure est ordinairement appelé *calomel* et le perchlorure *sublimé corrosif*.

Ce serait employer ici trop de place que de présenter le détail des expériences très-nombreuses qui ont été faites sur ces chlorures. Humphry-Davy est celui qui a déterminé le premier leur composition.

Perchlorure. 1. On ignore à qui peut être due la découverte de cette substance ordinairement connue sous la dénomination de *sublimé corrosif*, ou *hydrochlorate corrosif de mercure*. Avicenne, qui mourut vers le milieu du onzième siècle, en fait mention. Il fut même connu de Rhasés qui vivait dans le dixième siècle. Il paraît l'avoir été aussi des Chinois *. Cette substance était au nombre des secrets des alchimistes, qui tous en eurent connaissance. Quelques-uns d'entre eux, Albert le grand, par exemple, la décrit avec une grande précision. Bergman ne compte pas moins de 14 procédés différens recommandés par les chimistes pour la préparation de ce sel, et depuis ce temps, il en a été encore proposé plusieurs autres.

Préparation. Le procédé qu'on suit le plus ordinairement consiste à mêler ensemble parties égales de pernitrate de mercure desséché, d'hydrochlorate de soude décrépité, et de sulfate de fer calciné. On remplit un matras de ce mélange jusqu'au tiers seulement de sa capacité, on le place ensuite sur un bain de sable et on chauffe par degrés, jusqu'au rouge. Lorsque l'appareil est refroidi, on trouve à la partie supérieure du matras, le sublimé corrosif. Dans un autre procédé, que Kunkel proposa le premier, on chauffe fortement, dans un vaisseau semblable, un mélange à parties égales de persulfate de mercure et d'hydrochlorate de soude desséché à une forte chaleur: le perchlorure de mercure est également sublimé. On peut former aussi ce perchlorure en faisant passer un courant de vapeur de gaz chlore dans une dissolution de nitrate de mercure, et en évaporant la dissolution jusqu'à ce que le sel cris-

* Bergman. IV, 231.

tillise [1], mais il serait aussi fastidieux qu'inutile d'énoncer ici tous les procédés différens. Le plus simple et certainement le meilleur pour les objets de chimie, est celui qui consiste à dissoudre l'oxide rouge de mercure dans l'acide hydrochlorique. La dissolution s'opère aisément, sans aucun dégagement de gaz, et le sel cristallise spontanément [2].

Le perchlorure de mercure, obtenu par la sublimation est sous la forme d'une belle masse blanche demi-transparente, composée de petites aiguilles prismatiques. Il donne, par l'évaporation de sa dissolution, des cubes ou prismes rhomboïdaux, ou le plus ordinairement des prismes quadrangulaires à pans alternativement étroits et larges, terminés par des sommets dièdres. Sa pesanteur spécifique est, suivant Hassenfratz, 5,3 98 [3]. Sa saveur est excessivement âcre et caustique. Lorsqu'on en met sur la langue, il laisse pendant long-temps dans la bouche une sensation styptique et métallique très-désagréable. Pris à l'intérieur, c'est un des plus violens poisons connus. Il occasionne de vives douleurs, des nausées, le vomissement, et il corrode très-promptement l'estomac et les intestins [4]. Il est soluble dans environ 20 parties d'eau froide. Ce liquide bouillant peut en prendre, suivant Macquer, la moitié de son poids, et à peu-près le tiers selon Wenzel [5]. D'après Macquer l'alcool à la température de 21° centigrades en dissout aussi les 0,355 de son poids, et 1000 parties de ce liquide bouillant, dissolvent 88 parties du sel. Ce perchlorure est inaltérable à l'air. Chauffé il se sublime très-facilement; et à l'état de vapeur, il est excessivement dangereux pour ceux qui la respirent. Propriétés.

Le perchlorure de mercure se dissout dans les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique; on peut l'obtenir sans altération de ces dissolutions en les évaporant. Les alcalis fixes le décomposent, et il se précipite un oxide jaune de mercure qui passe promptement au rouge de brique. Cet effet de décompositon rend le perchlorure de mercure d'un emploi avantageux comme réactif pour reconnaître la présence d'un alcali dans une dissolution. Car en versant le perchlorure liquide

---

[1] Fourcroy. V, 337.
[2] Berthollet, *Mem. de l'Instit.* III, 136.
[3] Bergman. IV, 295.
[4] D'où il fut appelé par les alchimistes, le *dragon*.
[5] Verwandtschaft, p. 310.

dans une dissolution contenant la plus petite portion d'alcali, le précipité rouge de brique se manifeste. Les terres alcalines décomposent aussi ce sel, et l'ammoniaque forme avec lui un composé triple. Plusieurs des métaux ou leurs sulfures décomposent aussi le perchlorure de mercure à l'aide de la chaleur; c'est ce qui a lieu avec l'arsenic, le bismuth, l'antimoine et l'étain. Ces métaux s'unissent avec le chlore et séparent le mercure qui s'unit avec le soufre lorsqu'il est présent.

Il a été fait un grand nombre d'expériences pour déterminer la compositoin du perchlorure de mercure, en le supposant consister en acide hydrochlorique et en oxide rouge de mercure. Les résultats les plus exacts de toutes ces expériences sont ceux, savoir:

	Chenevix.	Rose.	Braamcamp et Siquier et Olivi.	Zaboada.
Acide hydrochlorique	18	18,5	18,8	19,5
Peroxide	82	81,5	81,2	80,5
	100	100,0	100,0	100,0

Si nous rectifions ces résultats de manière à les faire correspondre avec la composition réelle du perchlorure, nous aurons les nombres suivans, savoir:

	Chenevix.	Rose.	Braamcamp et Siquier et Olivi.	Zaboada.
Chlore	24,07	24,55	24,81	25,46
Mercure	75,93	75,47	75,19	74,54
	100,00	100,00	100,00	100,00

En considérant actuellement le perchlorure de mercure comme formé de 1 atôme mercure et de 2 atômes chlore, ses parties constituantes seront:

Chlore	9	26,47
Mercure	25	73,53
		100,00

On voit, par les résultats ci-dessus, que c'est l'analyse de Zaboada qui se rapproche le plus de la vérité, quoique la proportion de mercure soit trop élevée.

---

[1] Gehlen's Journal. VI, 28.
[2] Ann. de Chim. LIV, 124.
[3] Journ. de Phys. LX, 383.

2. On distingue ordinairement le chlorure de mercure par les dénominations de *calomel* et *mercure doux*. L'époque de sa découverte n'est inconnue. Ce sel semble avoir été préparé par les alchimistes. Cependant Crollius en parle au commencement du dix-septième siècle, comme d'une chose secrète et mystérieuse. Mais Bégain publia, en 1608, le procédé de sa préparation dans son *Tirocinium Chemicum*, traité dans lequel il décrit ce sel, sous le nom de *draco mitigatus*[1]. Protochlorure.

Bergman a exposé en détail un grand nombre de méthodes au moyen desquelles on peut former le protochlorure de mercure. Celle qu'on emploie le plus ordinairement consiste à triturer dans un mortier de verre un mélange de quatre parties de perchlorure de mercure, et de trois parties de mercure coulant, jusqu'à ce que ce dernier soit, en terme de pharmacie, *éteint*, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'on n'aperçoive plus aucun globule du métal, et que le tout soit converti en une masse homogène. On met alors ce mélange dans un matras qu'on expose au bain de sable à une chaleur suffisante. Le chlorure est sublimé, mêlé cependant ordinairement avec un peu de perchlorure, qu'on en sépare soit par des sublimations et des triturations répétées, soit en lavant bien le sel avec de l'eau. Préparation.

On peut aussi préparer le protochlorure de mercure par la voie humide, au moyen d'un procédé que Schéele indiqua le premier, mais qui fut perfectionné depuis par M. Chenevix.

Suivant cette méthode de Schéele, on forme un nitrate de mercure en faisant dissoudre dans une quantité donnée d'acide nitrique bouillant, tout autant de mercure que l'acide en peut prendre à cette température. On verse ensuite avec précaution cette liqueur dans une dissolution, dans l'eau bouillante, d'une quantité d'hydrochlorate de soude égale à la moitié du poids du mercure employé. Il se forme un précipité blanc, qu'on édulcore avec de l'eau jusqu'à ce qu'il ne communique plus aucune saveur à ce liquide; on le met alors à sécher sur un filtre[2]. Chenevix a fait voir que, pour obtenir par ce

[1] Ce sel a été aussi connu sous beaucoup d'autres noms divers, tels que ceux de *sublimatum dulce*, *aquila alba*, *aquila mitigata*, *manna metallorum*, *panchymogogum minerale*, *panchymogogus quercetanus*.

[2] Schéele I, 221.

procédé le protochlorure de mercure entièrement exempt de tout mélange de sous-nitrate, il est nécessaire de mêler la dissolution de l'hydrochlorate de soude avec un peu d'acide hydrochlorique.

Propriétés. Le chlorure de mercure est ordinairement à l'état d'une masse blanche pesante. Mais lorsqu'il a été sublimé lentement, il cristallise en prismes tétraèdres terminés par des pyramides. Il n'a que très-peu de saveur et aucun des caractères du poison, il agit seulement comme légèrement purgatif. Sa pesanteur spécifique est 7,1758*. Il est à peine soluble dans l'eau; car suivant Rouelle, 1152 parties de ce liquide bouillant ne peuvent dissoudre qu'une partie du chlorure.

Sa couleur devient par degrés plus foncée par son exposition à l'air. Schéele a découvert qu'en le frottant dans l'obscurité il est phosphorescent. Il exige pour le sublimer un plus grand degré de chaleur qu'il n'en faut pour la sublimation du perchlorure. Le chlore le transforme en perchlorure; et on lui fait éprouver le même changement en le sublimant avec une partie d'hydrochlorate de soude et deux parties de sulfate de fer. L'acide nitrique dissout facilement le protochlorure de mercure, avec dégagement abondant de deutoxide d'azote, ainsi que Berthollet l'a reconnu; et le sel est converti en perchlorure.

Pour reconnaître la composition de ce sel, Chenevix en faisait dissoudre 100 parties dans l'acide nitrique, et il précipitait l'acide par le nitrate d'argent; le précipité obtenu indiquait 11,5 d'acide hydrochlorique, et l'oxide était de 88,5. Zaboada opéra à-peu-près de la même manière. Le précipité produit par le nitrate d'argent dénotait 10,6 d'acide hydrochlorique. Avec l'hydrochlorate d'étain il obtint plus de 5 grammes de mercure pur. Ces deux chimistes eurent pour résultats de leurs analyses, savoir:

	Zaboada.	Chenevix.
Acide.....	10,6.....	11,5
Protoxide.....	89,4.....	88,5
	100,0	100,0

* Hassenfratz, *Ann. de Chim.* XXVIII, 12.

En rectifiant les résultats d'après la véritable constitution de ce chlorure, on a Composition.

	Zaboada.	Chenevix.
Chlore.....	14,04.....	14,9
Mercure.....	85,96.....	85,1
	100,00	100,0

Si nous supposons actuellement que ce chlorure est formé de 1 atôme mercure + 1 atôme chlore, sa composition sera

Chlore.....	4,5.....	15,25
Mercure.....	25	84,75
		100,00

Or l'analyse de Chenevix correspond de très-près avec ces nombres; on ne peut donc plus alors douter que ces deux chlorures n'aient pour parties constituantes, savoir *:

Protochlorure.

Mercure.....	1 atôme	100
Chlore.....	1 atôme	18

Perchlorure.

Mercure.....	1 atôme	100
Chlore.....	2 atômes.....	36

IV. L'iode se combine aisément avec le mercure; il suffit de mettre les deux corps en contact pour qu'ils s'unissent aussitôt. On peut former également l'iodure de mercure en versant un hydriodate dans une dissolution de mercure dans un acide. Il y a, suivant Gay-Lussac, deux iodures de mercure. Le *protiodure* est jaune; le *periodure* est d'un beau rouge, et peut être employé dans la peinture. Ils sont l'un et l'autre insolubles dans l'eau et sont décomposés par l'acide nitrique. Gay-Lussac regarde le premier comme étant un composé de 1 atôme mercure + 1 atôme iode, et le second de 1 atôme mercure + 2 atômes iode; d'où il suit que leur composition est: Iodures.

Protiodure de mercure.

Mercure.....	25	100
Iode.....	15,625.....	62,5

* Davy's observations and experiments. Phil. Trans. 1811, p. 20.

Periodure de mercure.

Mercure.....	25	.....	100
Iode.....	31,25.....		125

V. Il n'y a encore rien de connu relativement à l'action du fluor sur le mercure. Ce métal ne forme pas d'union avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium.

VI. Le mercure se combine avec le soufre en deux proportions, et forme ainsi deux sulfures : le *protosulfure* est *noir*, mais le *persulfure* est *rouge*.

Protosulfure. 1. En triturant ensemble dans un mortier deux parties de soufre et une de mercure, ce métal disparaît par degrés; et le tout prend la forme d'une poudre noire, qu'on appelait autrefois *éthiops minéral*. Il n'est guère possible de combiner de cette manière assez complètement le mercure avec le soufre, pour qu'on n'aperçoive pas encore, à l'aide du microscope, de petits globules du métal. On forme le même composé en faisant couler lentement dans du soufre fondu une quantité égale de mercure, et en agitant continuellement le mélange. On peut aussi l'obtenir très-facilement en faisant passer un courant de gaz acide hydrosulfurique dans une dissolution acide de mercure. Le sulfure noir se précipite abondamment. Ce sulfure ainsi préparé peut donner, lorsqu'on le comprime, du mercure coulant [1]. Guibourt, qui lui a reconnu cette propriété, considère ce sulfure de mercure, comme étant composé de

Mercure.....	100	....	25
Soufre.....	8,1		2,05

Il est donc évidemment formé de 1 atôme mercure + 1 atôme soufre.

Persulfure. 2. L'éthiops minéral, chauffé au rouge, se sublime; et en le recevant dans des vaisseaux convenables, on obtient une substance en pains, d'une belle couleur rouge, qu'on appelait autrefois *cinabre*, et dans le commerce *vermillon*, lorsqu'elle était réduite en poudre fine [2].

---

[1] Ann. de Chim. et Phys. I, 424.

[2] Le mot *vermillon* dérive du mot français *vermeil*, qui vient de *vermiculus* ou *vermiculum*, noms donnés dans le moyen âge au *kermès* ou *coccus illicis*, bien connu comme teinture rouge. Le vermillon

Ce sulfure de mercure est d'une couleur écarlate plus ou moins belle, selon la manière dont il a été préparé. Sa pesanteur spécifique est d'environ 10. Il est sans saveur, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau et dans l'acide hydrochlorique. Chauffé à un degré de chaleur suffisant, il prend feu et brûle avec une flamme bleue. Si on le mêle avec moitié de son poids de limaille de fer, et qu'on distille le mélange dans une cornue de porcelaine, le soufre se combine avec le fer, et le mercure passe dans le récipient, qui doit contenir de l'eau. On peut obtenir par ce procédé le mercure à l'état de pureté. Ce sulfure de mercure est d'un usage bien connu comme cosmétique *.

On peut préparer le cinabre de plusieurs autres manières. Une des plus simples est le procédé dernièrement découvert par M. Kirchoff. Il consiste à triturer ensemble dans une capsule de porcelaine, avec un pilon de verre, 300 parties de mercure et 68 parties de soufre, le tout humecté de quelques gouttes d'une dissolution de potasse. Au bout de quelque temps l'éthiops minéral est formé. On y ajoute alors 160 parties de potasse dissoute dans une quantité égale d'eau. On expose le vaisseau, qui contient le mélange, à la flamme d'une bougie; et en le chauffant ainsi, on continue de triturer sans interruption. A mesure que l'évaporation du liquide a lieu, on ajoute, de temps en temps, de l'eau pure; de manière que l'oxide soit constamment recouvert du liquide à la hauteur d'environ 25 millimètres. Après deux heures de trituration soutenue, et ordinairement quand une grande partie du fluide est évaporée, la couleur noire du mélange commence à devenir brune, et elle passe alors très-rapidement au rouge. Il ne faut plus ajouter d'eau, mais la trituration doit être continuée sans interruption. Lorsque la masse a acquis la consistance d'une gelée, la couleur rouge devient de plus en plus brillante, et cela avec un degré de vîtesse remarquable. A l'instant où cette couleur est la plus belle possible, il faut retirer la capsule de dessus la flamme, autrement le rouge passerait promptement au brun sale. M. le comte de Mussin-Puschkin a

---

signifiait donc originairement la teinture rouge du kermès. Beckman's History of Discoveries. II, 180.

* *Voyez* une description du procédé de sa préparation, par Payssé, Ann. de Chim. LI, 196. Et par Tuckert, *ibid.* IV, 25.

découvert qu'on pouvait prévenir ce changement de couleur du rouge au brun en retirant le mélange du feu dès qu'il a acquis la couleur rouge, et en le maintenant pendant deux ou trois jours à une douce chaleur. La couleur rouge s'améliore graduellement, et acquiert à la fin le degré de beauté désirable; il faut avoir soin d'ajouter au mélange quelques gouttes d'eau, et de le remuer de temps en temps. M. Mussin-Puschkin reconnut également qu'en chauffant fortement ce sulfure de mercure, il devient à l'instant brun et passe au violet foncé. Lorsqu'on l'a retiré du feu, il prend aussitôt une belle couleur rouge de carmin [1].

Le persulfure de mercure est composé, d'après les expériences de Proust [2], de

Mercure.....	100
Soufre..... ...	17,64

Suivant Guibourt [3], sa constitution est de

Mercure.....	100.....		25
Soufre.....	16.....		4

Cette dernière analyse est exacte. Elle nous fait voir que le persulfure de mercure est formé de 1 atôme mercure + 2 atômes soufre.

Phosphure. VII. Pelletier, après avoir essayé plusieurs fois sans succès de combiner le mercure avec le phosphore, y parvint à la fin en distillant un mélange d'oxide rouge de mercure et de phosphore. Une portion du phosphore se combina avec l'oxigène de l'oxide, et fut convertie en acide phosphorique; et le mercure, dépouillé d'oxigène, s'unit au reste du phosphore. Il observa que le mercure s'était converti en une poudre noire avant de se combiner avec le phosphore. En faisant l'expérience, j'ai trouvé que le phosphore se combine très-promptement avec l'oxide noir de mercure lorsqu'on les fond ensemble dans une cornue remplie de gaz hydrogène, afin d'éviter que le phosphore ne brûle.

Le phosphure de mercure est d'une couleur noire, d'une consistance assez solide, et peut se couper au couteau. Ex-

---

[1] Nicholson's Journal. II, 10.
[2] Journal de Phys. LIII, 92.
[3] Ann. de Chim. et Phys. I, 425.

posé à l'air, il y répand des vapeurs qui ont l'odeur du phosphore [1].

VIII. L'amalgame du mercure avec l'arsènic s'opère facilement en tenant pendant quelques heures les deux métaux sur le feu, et en agitant continuellement le mélange. L'amalgame est gris, et il consiste en cinq parties de mercure et une partie d'arsenic [2]. S'amalgame avec arsenic.

IX. On peut amalgamer le mercure avec le tellure par trituration. Tellure.

X. On peut produire aisément l'amalgame du mercure avec le potassium et le sodium, soit par la chaleur, soit même en se bornant à mettre les deux corps en contact. Il y a grand dégagement de chaleur pendant la combinaison. L'amalgame est solide, à moins que la proportion du potassium et du sodium soit très-faible. Cet amalgame cristallise, il est d'une couleur blanche comme celle du mercure. Le potassium et le sodium sont promptement convertis en alcalis, à l'air ou sous l'eau [3]. Potassium.

XI. Le mercure a été amalgamé avec les bases métalliques des terres alcalines par Seebeck, Berzelius et Davy. Mais ces amalgames n'ont point été examinés.

Nous ne connaissons pas les composés que le mercure peut former avec les bases des terres pures.

XII. Le mercure n'exerce point d'action sur le fer, et c'est par cette raison que le mercure se conserve dans des vaisseaux de fer. Cependant M. Arthur Aiken a reconnu que ces deux métaux peuvent se combiner entr'eux. Pour faire cet amalgame de fer, il triture ensemble de la limaille de fer et de l'amalgame de zinc, et il ajoute au mélange une dissolution de fer dans l'acide hydrochlorique; en pétrissant ensuite ce mélange et en le chauffant, le fer et le mercure se combinent peu-à-peu, et prennent l'éclat métallique [4]. Fer.

XIII. Le mercure ne se combine ni avec le nickel, ni avec le cobalt, ou le manganèse. On ne connaît point l'action de ce métal sur le cérium et l'urane.

---

[1] Ann. de Chim. XIII, 122.
[2] Bergman. II, 281.
[3] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. I, 222.
[4] Phil. Mag. XIII, 416.

Zinc. XIV. L'amalgame de zinc fut examiné par Malouin. Le procédé pour l'obtenir le plus facilement, suivant lui, consiste à mettre du mercure sur du zinc, chauffé de manière qu'il puisse charbonner le papier, mais non le brûler. La consistance de cet amalgame varie selon la proportion du zinc. Huit parties de zinc et une partie de mercure forment un composé blanc très-cassant. Une partie de zinc et deux parties et demie de mercure forment un amalgame qui cristallise, lorsqu'après avoir été fondu on le laisse refroidir lentement. On se sert de cet amalgame pour l'excitation des machines électriques *.

Bismuth. XV. Le mercure se combine aisément avec le bismuth, soit en triturant ensemble les deux métaux, soit en mettant deux parties de mercure chaud dans une partie de bismuth fondu. Cet amalgame, mou d'abord, se durcit par degrés. Il cristallise, lorsqu'étant en fusion, on le laisse refroidir lentement.

Lorsque la proportion du mercure excède considérablement celle du bismuth, l'amalgame reste fluide; il a la propriété de dissoudre le plomb et de le mettre aussi à l'état de fluidité. Ce fut Beccher qui décrivit le premier ce fait intéressant, en annonçant qu'un mélange de trois parties de mercure, une partie de plomb et une partie de bismuth, forme un amalgame parfaitement fluide. Ce composé triple peut être passé à travers une peau de chamois sans éprouver de décomposition. Le mercure est quelquefois rendu impur, à dessein, par la présence de ces métaux; mais on découvre aisément cette supercherie, parce que, dans cet état, le mercure coulant fait, en terme d'ouvrier, *la queue;* c'est-à-dire qu'en agitant une goutte de ce métal sur une surface plane, cette goutte au-lieu de conserver la forme sphérique, adhère en partie à la surface, comme si elle n'était pas complètement fluide ou comme si elle était enveloppée d'une pellicule mince.

Plomb. XVI. Le mercure s'amalgame facilement avec le plomb, soit en le triturant avec de la limaille de ce dernier métal, soit en projetant du mercure dans le plomb fondu. L'amalgame est blanc et brillant; et lorsque le plomb y est en propor-

* Il fut recommandé la première fois pour cet usage par le docteur Higgins. Phil. Trans. 1778, p. 861.

tion suffisante, il prend la forme solide. Il est susceptible de cristalliser. Les cristaux sont composés d'une partie de plomb et d'une partie et demie de mercure [1].

Etain.

XVII. Le mercure dissout très-facilement l'étain à froid; et ces métaux peuvent être combinés en toute proportion, en mettant du mercure dans l'étain fondu. L'amalgame d'étain, lorsqu'il est formé de trois parties de mercure et d'une partie d'étain, cristallise en cubes, suivant Daubenton; mais ainsi que Sage l'a observé, en lames carrées grises brillantes, amincies sur les bords, et attachées l'une à l'autre de manière qu'elles interceptent entre elles des cavités qui sont des polygones.

On emploie cet alliage pour l'étamage des glaces. On applique sur une table une feuille d'étain extrêmement mince et bien battue. On l'y étend avec une règle polie, arrondie du côté où elle presse l'étain; on recouvre ensuite de mercure la surface de cette feuille, que l'on tamponne avec soin jusqu'à ce que les deux métaux soient incorporés. On fait alors glisser une glace sur l'amalgame, et on l'y maintient au moyen de poids; l'excès du mercure s'écoule, et dans très-peu de temps la feuille étamée adhère à la glace et la convertit en miroir [2].

Cuivre.

XVIII. Le mercure n'agit que faiblement sur le cuivre, qu'il ne dissout pas à froid; mais si l'on fait passer avec précaution un petit filet de cuivre en fusion dans du mercure chauffé jusqu'au degré voisin de celui de son terme d'ébullition, les deux métaux se combinent et forment un amalgame blanc d'une consistance peu solide [3]. Boyle indiqua pour la préparation de cet amalgame, un procédé qui réussit très-bien. Ce procédé consiste à triturer ensemble deux parties de mercure, deux parties et demie de vert de gris et une partie d'hydrochlorate de soude, avec un peu d'acide acéteux. On tient pendant quelque temps ce mélange sur un feu doux, en le remuant continuellement, et en remplaçant l'acide à mesure qu'il s'évapore. On lave alors l'amalgame et on le coule en moule. Il est d'abord presque fluide; mais au bout de quel-

---

[1] Académiciens de Dijon.

[2] Watson's chem. Essais, p. 240. Le docteur Watson a rendu probable que l'art de former des miroirs, en recouvrant le verre d'une plaque de métal, était connu dès le premier siècle.

[3] Shaw's Boyle. I, 343.

ques heures, il cristallise et devient entièrement solide [1]. On peut aussi former cet amalgame en plongeant des lames de cuivre dans une dissolution de mercure dans l'acide nitrique : la lame est aussitôt imprégnée de mercure. L'amalgame de cuivre est blanc, et tellement mou d'abord, qu'il est susceptible de recevoir les impressions les plus délicates; mais il se durcit promptement à l'air. Il est facilement décomposé par la chaleur; le mercure s'évapore et laisse le cuivre.

SECTION VII.

De l'Argent.

I. L'ARGENT semble avoir été connu à-peu-près en même-temps que l'or, qui fut probablement le premier métal employé par l'homme.

1. L'argent est un métal d'une belle couleur blanche, insipide, inodore, qui, si on en excepte l'acier poli, ne le cède peut-être pour l'éclat à aucun des métaux.

Propriétés.

2. Il est plus mou que le cuivre, mais plus dur que l'or; sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est fondu, est de 10,474 [2], et de 10,510 [3] lorsqu'il a été fortement écroui.

3. L'argent ne le cède qu'à l'or en malléabilité. Il peut être réduit en feuilles d'environ $0^{m},0025$ d'épaisseur. Sa ductilité est également remarquable. Il peut être tiré en fils beaucoup plus fins que les cheveux, et tels, qu'avec $0^{gr},065$ d'argent seulement, on peut en faire un fil d'environ 122 mètres de longueur.

4. Sa ténacité est telle qu'un fil de ce métal de deux millimètres de diamètre peut supporter sans se rompre un poids de $85^{kil},062$ [4].

---

[1] Lewis, *Neuman's Chem.* P. 65.

[2] Brisson et Hatchett. Fahrenheit la porta à 10,481. Phil. Trans. 1724, vol. XXXIII; p. 114. J'ai trouvé que la pesanteur spécifique de l'argent fondu et refroidi lentement est 10,3946; lorsqu'il a subi l'action du marteau, cette pesanteur devient 10,4777; et quand il est laminé, elle est de 10,4812. Nicholson's Jour. XIV, 397.

[3] Suivant Brisson. Muschenbroeck trouva que cette pesanteur spécifique de l'argent écroui était de 10,500; Lewis la porta à 10,980. Phil. Com. p. 549.

[4] Ann. de Chim. XXV, 9.

5. La fusion de l'argent a lieu, suivant Mortimer et Bergman, à 538° centigr., et d'après les expériences de Kennedy, à la température correspondante à celle de 22° du pyromètre de Wedgewood[1]. Si, lorsque l'argent est fondu, on augmente la chaleur, le métal liquide bouillonne, et il pourrait être volatilisé si on le tenait long-temps exposé ainsi à un très-grand feu. Gasto Claveus trouva que 31 gram. d'argent fondu, qu'il avait laissés pendant deux mois dans un fourneau de verrerie, avaient perdu les 0,083 de leur poids[2]. Cependant il a été observé par Vauquelin, que l'argent chauffé au chalumeau à gaz oxigène, dans un charbon, se dissipait en une fumée visible [3].

Si, lorsque l'argent est fondu, on le laisse refroidir lentement, sa surface prend un aspect cristallisé; et si, lorsqu'elle commence à se figer, on décante ce qui reste du métal encore liquide, on obtient d'assez beaux cristaux d'argent. C'est ainsi que Tillet et Mongez le jeune en ont obtenu en pyramides quadrangulaires, isolés et en groupes.

Oxide.

II. L'argent ne s'oxide point à l'air. Lorsqu'il y reste long-temps exposé, il perd par degrés de son éclat et se ternit; mais cela est dû à une cause différente. Il n'est pas non plus altéré par l'eau; mais lorsque l'argent est tenu long-temps en fusion dans un vaisseau ouvert, il attire peu à peu l'oxigène de l'atmosphère, s'y combine et est converti en un oxide. Junker, qui fit le premier cette expérience, parvint à convertir une certaine quantité d'argent en un oxide vitriforme[4]. Elle fut depuis confirmée par Macquer et Darcet; et Macquer, après avoir exposé 20 fois de suite de l'argent à la chaleur d'un fourneau à porcelaine, le changea en un oxide vitreux[5] d'un vert olive[6]. On peut même, par un degré de chaleur suffisant, opérer la combustion de l'argent comme celle des autres corps combustibles. Van-Marum ayant exposé un fil d'argent à l'action des commotions électriques de sa puissante machine teylerienne, ce fil brûla avec une flamme blanche

[1] Sir James Hall. Nicholson's Jour. IX, 99.
[2] Theatrum chim. II, 17.
[3] Ann. de Chim. LXXXIX, p. 239.
[4] Junker's, *Conspectus chem.* I, 887.
[5] Les oxides métalliques, après leur fusion, sont appelés vitreux, parce qu'ils acquièrent dans quelques propriétés une grande ressemblance avec le verre ordinaire.
[6] Dictionnaire de Macquer. II, 571.

verdâtre et se dissipa en fumée. L'argent brûle rapidement, et avec une flamme légèrement verte, dans un courant de gaz oxigène et hydrogène; il brûle également avec une grande splendeur par l'action d'une batterie galvanique.

L'oxide d'argent, obtenu par la chaleur, est de couleur olive. L'eau de chaux précipite l'argent de sa dissolution dans l'acide nitrique, sous la forme d'une poudre de couleur brun olive foncé. Cet oxide est sans saveur. Il est insoluble dans l'eau, mais il se dissout facilement dans l'acide nitrique. En le chauffant au rouge on le réduit à l'état métallique. On présente ici la composition de cet oxide, d'après les résultats des expériences de différens chimistes :

	Klaproth [1].	Proust [2].	Berzelius [3].	Davy [4].	Thomson [5].
Argent...	100....	100....	100....	100....	100
Oxigène..	12,36..	9,5...	7,44..	7,3...	7,291

Je pense qu'on peut, sans s'écarter de la vérité, considérer cet oxide comme consistant en

Argent.	100
Oxigène	7,272

Dans ce cas, si on le suppose formé de 1 atôme d'argent + 1 atôme oxigène, un atôme d'argent pésera 13,75, et le poids d'un atôme d'oxide d'argent sera 14,75.

Chlorure. III. L'argent, chauffé dans le chlore, ne brûle point; mais il absorbe peu-à-peu le gaz, et se convertit dans le composé bien connu, qu'on désignait autrefois par la dénomination d'*argent corné*, et plus récemment par celle de *muriate d'argent*. Humphry Davy reconnut le premier que c'est un *chlorure d'argent*.

Le chlorure d'argent s'obtient aisément en mêlant une dissolution d'argent dans l'acide nitrique avec une dissolution d'hydrochlorate de soude. Il se forme un précipité caillebotté abondant qui, étant lavé et séché, constitue le chlorure pur d'argent.

---

[1] Beitrage. III, 199.
[2] Nicholson's Journal. XV, 375.
[3] Ann. de Chim. LXXIX, 130. Déduit de l'analyse du sulfure d'argent.
[4] Elements of chemical Philosophy, p. 444.
[5] Annals of Philosophy. IV, 15.

Ce chlorure est une substance des plus insolubles connues. Il ne faut pas moins, suivant Monnet, de 3072 parties d'eau pour en dissoudre une du chlorure. Exposé à l'air, il y acquiert par degrés une couleur pourpre. Il se fond à la chaleur d'environ 260° centigrades, et il se prend par le refroidissement en une masse grise demi-transparente, qui a quelque ressemblance avec la corne. C'est ce qui le fit appeler *lune cornée*. A une forte chaleur ce chlorure se sublime, ainsi que Margraff s'en est assuré *. Lorsqu'on le chauffe fortement dans un creuset de terre, il passe en entier à travers le creuset et se perd dans le feu; mais si, après l'avoir mêlé avec environ quatre fois son poids d'alcali fixe, et formé en boule avec un peu d'eau, on le fait fondre rapidement dans un creuset garni d'alcali, l'argent est réduit et mis à l'état de pureté. Cette expérience a besoin d'être conduite avec beaucoup de précautions. Le moyen le plus facile pour obtenir l'argent est de faire bouillir le chlorure dans un pot de fer avec de l'eau et des morceaux de fer. Propriétés.

Le chlorure d'argent est soluble dans l'ammoniaque. Les carbonates alcalins le décomposent, mais il n'éprouve aucune espèce d'altération de la part des alcalis purs, et il n'est décomposé par aucun des acides. Plusieurs des métaux, lorsqu'ils sont fondus avec le chlorure d'argent, le séparent à l'état métallique; mais l'argent, ainsi obtenu, est toujours allié avec un peu du métal employé. On s'est servi du cuivre, du fer, du plomb, du zinc, de l'antimoine et du bismuth, pour opérer cette séparation de l'argent du chlorure de ce métal. Si à une dissolution de chlorure d'argent dans l'ammoniaque on ajoute du mercure coulant, l'argent se sépare peu-à-peu, il se combine avec le mercure et forme la cristallisation distinguée par le nom d'*arbre de Diane*. Margraff recommande cette formation d'amalgame comme le meilleur moyen de se procurer l'argent pur. Le chlorure d'argent se dissout dans l'acide hydrochlorique, et il peut être obtenu de cette dissolution, en cristaux octaèdres. En chauffant la dissolution ammoniacale de ce chlorure, il se précipite un argent

* Opusc. I, 265. Proust assure que cette sublimation s'arrête lorsque le sel est en fusion complète.

On voit donc ainsi, que c'est l'analyse de Vauquelin qui est la plus exacte.

On sait que lorsque l'argent est resté pendant long-temps exposé à l'air, et principalement dans des lieux fréquentés, comme les églises, les salles de spectacle, etc., il se forme à sa surface une couche de couleur violette qui en altère l'éclat et la malléabilité. Cette espèce d'enduit, qu'on ne peut détacher de l'argent qu'en le ployant ou en le frappant avec un marteau, est, d'après l'examen qu'en a fait Proust, un *sulfure d'argent*[1], et provient de ce que la surface de l'argent en contact avec l'air a passé à l'état de sulfure.

Phosphure. VII. Pelletier est le premier qui ait opéré la combinaison de l'argent avec le phosphore, en mêlant et en chauffant ensemble dans un creuset 15^{gr} d'argent, 30^{cr} de verre phosphorique, et 7,5 de charbon. Le *phosphure d'argent* qu'il avait ainsi obtenu était blanc, il paraissait grenu ou comme cristallisé. Il se brisait sous le marteau; mais il se laissait entamer au couteau. Il était composé de quatre parties d'argent et d'une partie de phosphore. Le phosphore s'en séparait par la chaleur[2]. Pelletier a observé que l'argent en fusion se combinait en plus grande dose avec le phosphore que lorsqu'il est à l'état solide; car en formant le phosphure d'argent par la projection dans ce métal en fusion de petits morceaux de phosphore, il s'aperçut, après avoir retiré le creuset du feu pour le laisser refroidir, qu'il se séparait de l'argent, au moment où il cesse d'être fluide, une grande quantité de phosphore[3].

Alliages avec l'arsenic. VIII. L'argent fondu prend les sept centièmes environ de son poids d'arsenic[4]. Cet alliage est jaune, cassant, et ne sert à aucun usage.

Fer. IX. L'alliage de l'argent et du fer n'a point été examiné par les chimistes modernes. Wallerius a reconnu que les deux métaux s'unissaient aisément par fusion, et qu'à quantités égales de chacun d'eux, l'alliage a la couleur de l'argent, mais il est plus dur. L'alliage d'argent et de fer est très-ductile, il est attirable à l'aimant[5]. Morveau[6] s'est assuré qu'en

[1] Ann. de Chim. I, 198.
[2] Pelletier, Ann. de Chim. I, 192.
[3] Ann. de Chim. XIII, 110.
[4] Bergman. II, 281.
[5] Wasserberg. I, 156.
[6] Journ. de Phys. 1788.

tenant cet alliage en fusion, les métaux se séparent l'un de l'autre suivant leur pesanteur spécifique en formant deux boutons extrêmement distincts : cependant ils ne sont ni l'un ni l'autre à l'état de pureté. L'argent retient un peu de fer, qui le rend magnétique. Il a été établi par Coulomb, que la proportion du fer resté dans l'argent s'élève à un trois cent vingtième; le fer, d'un autre côté, retient environ le quatre-vingtième de son poids d'argent, ce qui lui donne une excessive dureté et une compacité de texture que le fer pur n'a pas [1].

X. L'argent ne s'unit point au nickel par fusion.

XI. En fondant ensemble deux parties de cobalt et une partie d'argent, les deux métaux s'obtiennent séparément après cette fusion, l'argent au fond du creuset, et le cobalt au-dessus de l'argent. Chacun de ces deux métaux cependant a absorbé une petite portion de l'autre; car l'argent est cassant et d'une couleur foncée, tandis que le cobalt est plus blanc que dans son état ordinaire [2]. Cobalt.

XII. Les alliages que peut former l'argent avec le manganèse, le cérium et l'urane, ne nous sont pas connus.

XIII. L'argent s'unit au zinc avec facilité. Il en résulte un alliage cassant d'un blanc bleuâtre, à texture grenue; sa pesanteur spécifique, suivant Gellert, est plus considérable que celle moyenne de l'un et de l'autre métal. Lorsqu'on sublime en vaisseaux clos un alliage de 11 zinc et 1 argent, la totalité de l'argent s'élève avec les fleurs de zinc [3]. Zinc.

XIV. Le bismuth se combine aisément avec l'argent par fusion. L'alliage est cassant. Sa couleur est à-peu-près celle du bismuth; sa texture est lamelleuse, et sa pesanteur spécifique plus considérable que celle moyenne des deux métaux. Suivant Muschenbroeck, la pesanteur spécifique d'un alliage à parties égales de bismuth et argent, est 10,7097 [4]. Bismuth.

XV. Le plomb fondu dissout une grande portion d'argent à une chaleur légèrement rouge; l'alliage est très-cassant [5]. Sa couleur se rapproche de celle du plomb; et, suivant Kraft, sa pesanteur spécifique excède celle moyenne des deux métaux unis. Une addition de plomb diminue, suivant les ex- Plomb.

[1] Ann. de Chim. XLIII, 47.
[2] Gellert. P. 137.
[3] Wasserberg. I, 160.
[4] *Ibid.*
[5] Lewis, *Neuman's Chem.* P. 57.

périences de Muschenbroeck, la ténacité de l'argent. Cet alliage est facilement décomposé, et le plomb aisément séparé par coupellation.

XVI. L'argent s'allie aisément au cuivre par fusion; le composé est plus dur et plus sonore que l'argent, et il conserve la couleur blanche, lors même que le cuivre y entre pour plus de moitié. La dureté est au maximum lorsque la proportion du cuivre s'élève à un cinquième. Le titre de l'argent sterling, dont on fait la monnaie en Angleterre, est un alliage de douze parties un tiers d'argent, et d'une partie de cuivre. Sa pesanteur spécifique, après simple fusion, est 10,200 [1]. Elle devrait être, par calcul, 10,351; d'où il suit qu'il y a expansion dans la formation de l'alliage, ainsi que cela a lieu dans l'alliage de l'or avec le cuivre [2]. La pesanteur spécifique de l'argent, au titre de Paris, composé de 137 parties d'argent et de 7 parties de cuivre, suivant Brisson, était 10,0476; elle devient 10,3765 lorsqu'il a été écroui. La monnaie d'argent de France n'était pas, au-moins sous l'ancien gouvernement, à un titre aussi élevé. Elle se composait de 261 parties d'argent et de 27 parties de cuivre, ou d'une partie de cuivre allié à neuf parties deux tiers d'argent. Sa pesanteur spécifique, suivant Brisson, était 10,0476 et de 10,4077 après avoir été frappée; l'argent monnoyé d'Autriche contient, suivant Wasserberg $\frac{1}{11}$ de cuivre [3].

Argent de monnaie.

---

[1] Cavallo's Nat. Phil., II. 76. Le docteur Shaw l'a fait de 10,535 après écrouissage, ainsi qu'on le voit dans sa table. Shaw's Boyle. II. 345.

[2] J'ai trouvé que la pesanteur spécifique de notre nouvelle monnaie d'argent (1817) est 10,3121. Le poids d'un schelling est de 5gr,659.

[3] Wasserberg, I, 155. On trouvera, dans la table qui suit, la composition des différentes monnaies d'Europe, d'après mes expériences.

	Alliage pour cent.	Poids de l'argent, celui du cuivre étant 1.
Anglaise	7,5	12,5
Hollandaise	8	11,5
Française	9	10,1
Autrichienne	9,5	9,5
de Sardaigne	9,5	9,5
Espagnole	10,5	8,5
	15,5	5,5
Portugaise	11	8
Danoise	12	7,3
Suisse	21	3,8
Russe	24	3,6
de Hambourg	50	1

La monnaie d'argent des anciens était presque pure. C'est ce qui semble être aussi le cas pour la monnaie des Indes orientales; car une roupie que j'ai analysée ne contenait qu'un trente-deuxième de cuivre, proportion si faible qu'on ne peut guère supposer que son addition ait eu pour objet de former un alliage. Avec 453,5 (une livre avoir dupoise) d'argent, au titre de la monnaie d'Angleterre, on frappe 62 schellings.

XVII. L'alliage de l'argent et de l'étain est très-cassant et très-dur. Il fut examiné par Kraft et par Muschenbroeck; suivant eux, une partie d'étain et quatre parties d'argent forment un composé aussi dur que le bronze. L'addition d'une plus grande proportion d'étain ramollit l'alliage. Il a l'apparence grenue et il s'oxide aisément. Suivant Gellert, ces métaux se contractent par leur union [1]. Etain.

XVIII. On forme aisément l'amalgame d'argent en projetant des morceaux d'argent rouge de feu dans du mercure chauffé au point qu'il commence à fumer. Il y a formation de cristaux dendritiques qui, suivant les académiciens de Dijon, contiennent huit parties de mercure et une partie d'argent. Cet amalgame est blanc et sa consistance est toujours molle. Sa pesanteur spécifique excède celle moyenne des deux métaux. Gellert a même remarqué qu'en jetant de cet alliage dans du mercure pur, il gagne le fond de ce liquide [2]. Lorsqu'il est convenablement chauffé, le mercure se volatilise et l'argent reste à l'état de pureté. Cet amalgame est quelquefois employé, comme celui d'or, pour recouvrir d'une couche mince d'argent la surface des métaux inférieurs. Amalgame.

FAMILLE V.

Cette famille comprend les cinq corps métalliques suivans, savoir :

1. Or.
2. Platine.
3. Palladium.
4. Rhodium.
5. Iridium.

La première colonne de la table ci-contre donne la proportion supposée d'alliage dans cent parties des monnaies respectives. La seconde établit le poids d'argent contenu dans chaque monnaie, dans la supposition que le poids du cuivre avec lequel l'argent est allié, est toujours = 1. Nicholson's Jour. XIV. 400.

[1] Metallurgie Chem. P. 140. [2] *Ibid.* P. 142.

Tous ces métaux exigent un grand degré de chaleur pour se fondre, et tous sont insolubles dans l'acide nitrique. Leurs oxides sont réduits à l'état métallique par la chaleur.

SECTION PREMIÈRE.

De l'Or.

1. L'OR semble avoir été connu dès le commencement du monde. Il est, à raison de ses propriétés et de sa rareté, le plus précieux des métaux [1].

Propriétés.

1. Sa couleur est le rouge orangé ou jaune rougeâtre; il n'a ni odeur ni saveur sensibles. Il ne cède en éclat qu'au platine, à l'acier, à l'argent et au mercure.

2. Il est plus mou que l'argent. Sa pesanteur spécifique est de 19,3 [2].

Malléabilité.

3. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les corps. Il peut être réduit par le battage en feuilles de 0,00009 de millim. d'épaisseur, et d'une finesse telle que $0^{gr},065$ d'or puissent couvrir une surface de $3^{mq},68$ carrés : mais la feuille destinée à dorer le fil d'argent n'ayant que les 0,083 de

---

[1] Le traité le plus complet qui ait été jusqu'à présent publié sur l'or, est celui du docteur Lewis, dans son *Philosophical Commerce of the Arts*. Le détail donné sur ce métal dans les *Institutiones chemiæ* de Wasserberg, vol. I, est, au-moins en grande partie, littéralement traduit du Traité de Lewis; mais on y trouve aussi plusieurs découvertes d'une date postérieure, principalement faites par Bergman. Les Expériences et Observations de M. Hatchett, sur les alliages, la pesanteur spécifique et le frai comparatif de l'or, publiées dans les Trans. Phil. pour 1803, sont de la plus grande importance, sous le double rapport de leur exactitude et de la rectification qu'elles offrent d'un grand nombre de notions erronées *. Proust publia un mémoire important sur l'or, dans le Journal de Physique. Ce métal fut depuis examiné par Vauquelin, Ann. de Chim. (LXXVII, 321), Oberkampf (*Ibid.* LXXX, 140) et Berzelius (*Ibid.* LXXXIII, 166.

[2] La pesanteur spécifique de l'or varie un peu suivant son état, celle de ce métal écroui et laminé étant le plus considérable. Le docteur Lewis annonce, que dans beaucoup d'essais différens, la pesanteur spécifique de l'or pur bien écroui, était de 19,300 à 19,400. La pesanteur spécifique d'une masse qu'il désigne était 19,376 (Philosophical Commerce of the Arts, p. 41). Brisson trouva la pesanteur spécifique d'un autre échantillon d'or pur écroui de 19,361. M. Hatchett essaya de l'or contenant un quatre-vingt-seizième d'alliage, sa pesanteur spécifique était 19,277.

* Ce Traité de M. Hatchett a été traduit en français, et annoncé dans les Annales de Chimie, Vol. L, p. 113. (*Note du Traducteur.*)

cette épaisseur, on peut, avec environ 31 grammes d'or recouvrir un fil d'argent d'une longueur de plus de 200 myriamètres [1].

4. La ténacité de l'or est considérable, quoiqu'à cet égard il soit inférieur au fer, au platine et à l'argent. Il paraît, d'après les expériences de Sickingen, qu'un fil d'or de 2 millimètres de diamètre peut supporter, sans se rompre, un poids de 68k,216 [2]. Ténacité.

5. L'or fond à 32° du pyromètre de Wedgewood [3], et devient, lorsqu'il est fondu, d'un vert bleuâtre clair. Il se dilate par la fusion, et se contracte par conséquent plus que la plupart des autres métaux en devenant solide, ce qui le rend moins propre à être coulé en moules [4]; il ne peut être volatilisé que par une chaleur très-intense, c'est-à-dire qu'il est, en langage chimique, extrêmement *fixe*. Gasto Claveus nous apprend, qu'ayant mis 31 grammes d'or pur dans un vaisseau de terre, dans la partie d'un fourneau de verrerie, où l'on maintient le verre constamment fondu, et l'y ayant laissé à l'état de fusion pendant deux mois, cette quantité d'or ne perdit pas la plus petite portion de son poids [5]. Il en fut de même dans une expérience semblable de Kunkel [6]; et de l'or exposé, pendant quelques heures, à toute l'action de la lentille de M. Parker, ne perdit rien [7]. Homberg observa cependant qu'en tenant, pendant quelque temps, une très-petite quantité d'or à une violente chaleur, il s'en volatilise une portion [8]. Cette observation fut confirmée par Macquer qui, ayant remarqué que dans ce cas l'or s'élève en vapeurs à la hauteur de 125 à 150 millimètres, parvint à dorer sensiblement une lame d'argent en la présentant à cette élé- Action de la chaleur.

---

[1] Shaw's Boyle, I, 404; et Lewis's Philosophical Commerce of the Arts, p. 44.

[2] Ann. de Chim. XXV, 9

[3] Suivant le calcul des académiciens de Dijon, l'or fond à 1298°, Fahrenheit (703°,33 centigr.); et d'après Mortimer, à 1301° Fahren. (705° centigr.)

[4] Lewis's Philosophical Commerce, p. 67.

[5] Nec minimum de pondere decidisse conspexi. Gastonis Clavei, Apologia Argyropoeiæ, et Chrysopoeæ adversus Thomam Erastum, Theatrum Chemicum. II, 17.

[6] Lewis, *Philosophical Commerce*. P. 70.

[7] Kirwan's *Mineralogy*. I, 92.

[8] Mém. Par. 1702, 147.

vation aux vapeurs de l'or, qui s'y attachaient[1]; et Lavoisier obtint le même résultat en tenant une pièce d'argent au-dessus de l'or fondu à un feu alimenté par le gaz oxigène[2].

Après sa fusion, l'or est susceptible de cristalliser. Tillet et Mongez en ont obtenu des cristaux sous la forme d'une pyramide quadrangulaire.

6. L'or est inaltérable à l'air, qui ne lui fait même rien perdre de son éclat. L'eau n'a également aucune action sur lui.

L'oxide. II. L'or est cependant capable de combinaison avec l'oxigène, et même susceptible de combustion dans de certaines circonstances particulières. Il en résulte un composé qui est un *oxide d'or*.

L'or peut être élevé à une très-haute température avant d'être rendu capable d'absorber l'oxigène de l'atmosphère. On peut le garder rouge de feu pendant presque quelque temps que ce soit, sans qu'il éprouve cette espèce de changement. Cependant Homberg ayant exposé de l'or au foyer du miroir ardent de Tschirnhaus, observa qu'il s'en était converti un peu en un oxide de couleur pourpre; et Macquer confirma, par ses expériences, les observations de Homberg, en obtenant depuis des résultats semblables avec le même miroir ardent[3]; mais la portion d'oxide formée dans ces expériences était trop petite pour pouvoir être soumise à l'examen. On parvient, par le moyen de l'électricité, à oxider l'or en plus grande quantité.

Si l'on fait passer une forte décharge électrique à travers un morceau peu large de feuille d'or mince, placée entre deux lames de verre fixées ensemble, et de manière que la feuille d'or dépasse un peu ces lames de verre à chaque extrémité, après la décharge on trouve que la feuille d'or manque en plusieurs endroits, et le verre est teint d'une couleur pourpre produite par l'oxidation d'une portion du métal. C'est au docteur Franklin qu'on doit cette expérience curieuse, qui fut confirmée en 1773, par Camus. Quelques savans contestèrent la vérité de ce fait de l'oxidation de l'or par l'électricité; mais les expé-

[1] Dictionn. de Chim. II, 148.
[2] Kirwan's Min. II, 92.
[3] Dictionn. II, 153.
[4] Lewis's Philosoph. Commerce. P. 175. Cet ouvrage fut publié en 1763.

riences de Van-Marum dissipèrent tous les doutes à cet égard. Il soumit à l'action électrique de la puissante machine teylerienne un fil d'or suspendu en l'air. Ce fil prit feu, brûla avec une flamme colorée en vert; il se dissipa complètement en vapeurs qui, étant recueillies, se trouvèrent être un oxide d'or de couleur pourpre. Cette combustion, suivant Van-Marum, réussissait non-seulement dans l'air ordinaire, mais aussi lorsque le fil d'or était suspendu dans le gaz hydrogène, ou tout autre gaz non capable d'entretenir la combustion. La combustion de l'or s'opère facilement aujourd'hui, en soumettant une feuille de ce métal à l'action de la batterie galvanique. Je l'ai fait brûler, avec une grande splendeur et avec une flamme colorée en vert, en présentant un fil de ce métal à l'action d'un courant de gaz oxigène et hydrogène mêlés ensemble et brûlans. Or dans tous les cas de combustion l'or est oxidé. On connaît actuellement deux oxides d'or, le *protoxide* de couleur *verte*, le *peroxide*, *brun rougeâtre*.

Peroxide.

1. De tous les oxides d'or, c'est le *peroxide* qu'on obtient le plus aisément, et qui est par conséquent le mieux connu. En versant sur de l'or un mélange d'une partie d'acide nitrique et de quatre parties d'acide hydrochlorique, il se produit une effervescence; l'or est peu-à-peu dissous et le liquide prend une couleur jaune. Afin de rendre cette dissolution aussi neutre qu'il est possible, on l'évapore avec précaution jusqu'à siccité, et on redissout dans l'eau. On verse ensuite de la potasse dans la liqueur, et alors on la fait chauffer. Il se forme par degrés un précipité volumineux qu'on lave avec soin dans l'eau, et on le fait sécher. Dans cet état, c'est une poudre d'un brun rougeâtre, sans saveur, insoluble dans l'eau, mais qui se dissout facilement dans l'acide hydrochlorique. Lorsqu'on l'expose, même, à une chaleur médiocre, l'oxide est dépouillé de son oxigène et réduit à l'état métallique. Les expériences les plus exactes qui aient été faites sur la composition de cet oxide sont celles dont les résultats sont présentés ci-dessous, savoir :

	Bergman 1.	Proust 2.	Oberkampf 3	Berzelius 4.
Or.....	100.....	100.....	100.....	100
Oxigène..	9,889...	8,57...	10,01...	12,077

1 Opusc. II, 201.
2 Nicholson's Jour. XIV, 238, 324.
3 Ann. de Chim. LXXX, 155.
4 Ann. de Chim. LXXXIII, 166.

Protoxide. 2. Lorsqu'on chauffe le perchlorure d'or jusqu'à ce que tout dégagement de chlore ait cessé d'avoir lieu, il reste une masse d'un jaune paille, insoluble dans l'eau froide, et qui est un *protochlorure d'or*. En traitant cette substance avec la potasse caustique, il s'en sépare une poudre colorée en vert : c'est le *protoxide d'or*. Cet oxide au bout de peu de temps se divise de lui-même en deux parties. Le tiers du protoxide, en enlevant aux deux autres tiers tout leur oxigène, devient peroxide; tandis que les deux tiers désoxigénés sont réduits à l'état métallique [1]. Il est évident, d'après cela, que le protoxide d'or ne contient qu'un tiers de l'oxigène qui existe dans le peroxide. En adoptant donc l'analyse du peroxide par Berzelius, comme la plus exacte, la composition du protoxide d'or est:

Protoxide.

Or.....	100
Oxigène.....	4,026

Si nous faisons la quantité d'oxigène qui s'unit avec 100 d'or, égale à 4,02, et si nous supposons que le protoxide est formé de 1 atôme or + 1 atôme oxigène, alors le poids d'un atôme d'or sera, 24,875, celui d'un atôme de protoxide de 25,875; et un atôme de peroxide pésera 27,875. Ces nombres ne peuvent être vérifiés, parce que nous n'avons encore de moyens d'analyse exacte d'aucun des sels d'or [2].

3. Berzelius pense qu'il existe un oxide intermédiaire constituant une partie composante du pourpre de Cassius; mais il n'a point appuyé cette opinion par des expériences décisives.

III. Nous manquons de données exactes relativement aux chlorure, iodure ou fluorure d'or.

IV. L'or ne s'unit point avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium.

Sulfure. V. Le soufre n'a aucune espèce d'action quelconque sur l'or, même à l'aide de la chaleur; aussi ne le trouve-t-on jamais dans la nature en état de combinaison avec le soufre, comme il s'y rencontre ainsi avec la plupart des autres métaux. Il n'est guère possible de douter cependant que le soufre n'exerce quelqu'action sur ce métal, quelque faible qu'elle soit, puisqu'en versant un *hydrosulfure alcalin* [3] dans

[1] Ann. de Chim. LXXXIII, 166.

[2] Je pense que le nombre équivalent pour le peroxide d'or est probablement 9,25.

[3] C'est une combinaison d'acide hydro-sulfurique et d'alcali, composé dont il sera traité ci-après.

une dissolution d'or, il se précipite une *poudre noire* qui consiste en or et en soufre combinés ou intimement mêlés ensemble. Stahl a aussi observé qu'en faisant chauffer ensemble, et bouillir dans l'eau, un mélange de potasse, de soufre et d'or, il se dissolvait une portion assez considérable de ce métal. Trois parties de soufre et trois de potasse suffisent pour dissoudre une partie d'or. La dissolution est de couleur jaune. Si on y verse un acide, il se forme un précipité d'or, uni au soufre à l'état d'une poudre rougeâtre, qui peu-à-peu devient noire [1]. Ce précipité semble être composé, d'après les expériences de Bucholz [2] et d'Oberkampf [3], savoir :

	Bucholz.	Oberkampf.
Or.....	100 ...	100
Soufre...	21,95...	24,39

L'analyse d'Oberkampf se rapprochant de la détermination par Berzelius de la composition du peroxide d'or, les deux servent ainsi à se confirmer entre elles.

Phosphure.

VI. Margraff essaya en vain d'unir l'or avec le phosphore [4]; mais Pelletier fut plus heureux. Il y réussit en mêlant ensemble dans un creuset 15,5 d'or en poudre et 31 grammes de verre phosphorique (obtenu en fondant le résidu de l'évaporation à siccité de l'acide phosphorique) et en recouvrant le mélange de poudre de charbon. Le *phosphure d'or* ainsi obtenu était cassant, plus blanc que l'or dans son état naturel, et il avait une apparence cristallisée. Il était composé de vingt-trois parties d'or et d'une partie de phosphore [5]. Pelletier est également parvenu à former le phosphure d'or en projetant du phosphore en petits morceaux dans de l'or en fusion [6]. En chauffant convenablement, le phosphore se dégage, et l'or reste. Oberkampf obtint le phosphure d'or en précipitant du chlorure d'or par de l'eau imprégnée de gaz hydrogène phosphuré.

Alliages avec arsenic.

VII. Il paraît y avoir une grande affinité entre l'or et l'arsenic; mais ce dernier métal est si volatil, que son union

[1] Stahl's Opusc. chim.-phys.-med. p. 606.
[2] Beitrage. III, 171.
[3] Ann. de Chim. LXXX, 144.
[4] Opusc. I, 2.
[5] Ann. de Chim. I, 99.
[6] *Ibid.* XIII, 104.

avec l'or n'est pas facile à opérer par fusion. Bergman réussit cependant à faire prendre à l'or un soixantième de son poids d'arsenic [1]. M. Hatchett ajouta 29 grammes d'arsenic à 344 grammes d'or fondu, et en remuant le tout rapidement avec une baguette de fer, il coula le mélange dans un moule de ce même métal. Il ne fut retenu que 388^{mill},5 de l'arsenic, de manière que l'alliage ne contenait qu'un huit cent quatre-vingt-cinquième de ce dernier métal. Cet alliage était de couleur d'or fin; et quoique cassant, il pouvait cependant être un peu courbé avant de se rompre. L'arsenic une fois qu'il est uni à l'or, n'en peut pas être aisément séparé par la chaleur. M. Hatchett découvrit que l'or chauffé au rouge s'imprègne aisément d'arsenic et s'y combine. Il exposa une lame d'or chauffée au rouge, aux vapeurs de l'arsenic, en la tenant suspendue à la partie supérieure d'un dôme, formé en lutant un creuset renversé sur un autre dans lequel il avait mis de l'arsenic, et le tout fut mis sur un feu ordinaire pendant environ quinze minutes. L'arsenic avait agi sur l'or, et s'y était combiné à la surface de la lame. L'alliage étant très-fusible, coulait à mesure qu'il se formait, laissant l'or aminci, mais parfaitement poli. L'alliage d'or et d'arsenic formé s'était rassemblé en un bouton dans le creuset inférieur. Le bouton était de couleur grise et extrêmement cassant [2].

Potassium. VIII. Davy s'est assuré que le potassium et le sodium peuvent aisément se combiner avec l'or à l'aide de la chaleur. Ces alliages sont détruits à l'air ou avec l'eau.

IX. L'action de l'or sur les bases métalliques des terres alcalines ou des terres pures, n'est pas connue.

Fer. X. Le fer s'unit facilement à l'or par fusion, et dans tous ses états, de fer doux, fer fondu et acier. L'alliage de l'or avec le fer fut examiné par M. Hatchett, qui le trouva d'une ductilité remarquable, lorsqu'il était formé avec 11 d'or et 1 de fer. Il se laisse facilement, et sans autre préparation, couper en blocs, laminer, et frapper en monnaie. La couleur de cet alliage était d'un gris jaunâtre pâle approchant d'un blanc terne. Sa pesanteur spécifique était 16,885. Le volume des métaux avant la fusion, était 2799, et après leur union, 2843. Il y avait eu par conséquent, expansion de volume, ainsi

[1] Opusc. II. 281.
[2] Sur les Alliages de l'Or. P. 7. .

que l'avait remarqué Gellert. Le volume supposé 1000 avant l'union, devient, après qu'elle a eu lieu, 1014,7 [1]. Cet alliage est plus dur que l'or. Le docteur Lewis assure même qu'on en peut faire des instrumens tranchans; mais alors sans doute, la proportion du fer doit être augmentée. Lorsque cette proportion est de trois ou quatre fois la quantité de l'or, l'alliage, suivant le docteur Lewis, a la couleur de l'argent [2]. Il continue encore, selon Wallerius, d'être magnétique [3]; l'or peut bien servir comme soudure pour le fer.

XI. M. Hatchett, en fondant un mélange de 11 d'or et de 1 nickel, obtint un alliage de la couleur d'un beau laiton. Il était cassant, ayant une fracture terreuse à gros grains. La pesanteur spécifique de l'or était 19,172; celle du nickel de 7,8 et la pesanteur de l'alliage, de 17,068. Le volume des métaux, avant la fusion, était 2792; et après leur union, de 2812, ainsi il y avait eu expansion. En supposant le volume des métaux avant la fusion 1000, elle serait devenue après, de 1007. Lorsqu'en diminuant la proportion du nickel, on remplace ce métal par le cuivre, l'alliage devient, par degrés, moins cassant, et sa couleur se rapproche de celle de l'or. La dilatation augmente, comme on devait s'y attendre, en proportion du cuivre introduit [4]. Nickel.

XII. M. Hatchett fit fondre ensemble 11 parties d'or et 1 partie de cobalt; l'alliage était d'un jaune terne très-cassant, à fracture grenue, terreuse. Sa pesanteur spécifique était 17,112. Le volume des métaux avant la fusion, étant 1000, il devenait, après leur union, 1001; d'où il suit qu'il y avait eu très-peu d'expansion. La fragilité de l'alliage de l'or avec le cobalt continue lorsque la proportion du cobalt n'excède pas un soixantième du tout; mais lorsque cette proportion du cobalt est moindre, l'or devient un peu ductile [5]. Cobalt.

XIII. Nous sommes redevables à M. Hatchett d'expériences très-intéressantes sur l'alliage du manganèse et de l'or. Après avoir fait brûler à plusieurs reprises un mélange d'huile d'olive et de peroxide de manganèse, il mettait un morceau d'or recouvert de cet oxide, dans un creuset garni de charbon Manganese.

---

[1] Hatchett, sur les Alliages d'Or. P. 37.
[2] Phil. Com. P. 85.
[3] Wasserberg. I, 115.
[4] Hatchett, sur les Alliages d'Or. P. 21.
[5] *Ibid.* P. 19.

et bien luté. Ce creuset était soumis, pendant trois heures, à l'action d'une forte chaleur. Par ce moyen, une portion du manganèse était réduite, et se combinait ainsi à l'état de métal avec l'or. L'alliage était, à l'extérieur, d'un gris jaunâtre pâle, avec un très-grand éclat, presque égal à celui de l'acier poli. Il était très-dur, et ayant quelque ductilité. Sa cassure était à gros grains, très-spongieuse et d'un gris rougeâtre. Cet alliage ne s'altérait point à l'air; mais, d'après l'analyse de M. Bingley, la proportion du manganèse dans cet alliage se trouvait varier du huitième au neuvième du tout. Il se fond plus difficilement que l'or. En le tenant fondu à l'air, tout le manganèse est oxidé et coule à la surface. Le manganèse peut être séparé par la coupellation avec le plomb [1].

XIV. On ne connaît pas d'alliage d'or avec l'urane et le cérium.

Zinc. XV. Le zinc peut s'unir à l'or en toute proportion, par fusion. L'alliage est d'autant plus blanc et plus cassant, que la quantité de zinc qu'il contient est plus considérable. Lorsque cet alliage est à parties égales des deux métaux, il est très-blanc, très-dur, susceptible d'un beau poli, et il ne se ternit point aisément à l'air. M. Hellot l'avait en conséquence proposé pour les miroirs de télescopes. M. Hatchett opéra l'union de 11 parties d'or et de 1 partie de zinc. Il forma un alliage d'un jaune verdâtre pâle, semblable au laiton, et très-cassant. Sa pesanteur spécifique était 16,937. Le volume des deux métaux, de 1000 avant l'union, était après, d'environ 997; d'où il suit qu'il y avait eu un peu de contraction. Cet alliage continuait d'être cassant, lors même que la proportion du zinc n'y était que d'un soixantième. L'addition d'un quinzième de cuivre réduisait l'or au titre. Il suffit même de mettre l'or fondu près du zinc en volatilisation, pour que ses fumées rendent l'or cassant [2]. Hellot assure que, dans un alliage composé d'une partie d'or et de sept parties de zinc, si le zinc est mis à l'état de fleurs, il enlève avec lui la totalité de l'or.

Bismuth. XVI. Le bismuth forme avec l'or, par la fusion, un alliage qui, suivant Hatchett, est de couleur jaune verdâtre, semblable à de mauvais laiton, très-fragile et d'une cassure terreuse à grains fins. Lorsqu'il était composé de 11 parties

[1] Hatchett, sur les Alliages de l'Or. P. 22.
[2] *Ibid.* P. 17.

d'or et d'une partie de bismuth, sa pesanteur spécifique était de 18,038. Le volume des métaux étant de 1000 avant leur union, n'était plus après que de 988. Ils avaient, en conséquence, éprouvé une contraction considérable. Les propriétés de cet alliage continuent d'être à-peu-près les mêmes, lorsque la proportion du bismuth dans le composé s'élève à un soixantième, et qu'on ajoute la quantité de cuivre nécessaire pour réduire l'or au titre. Lorsque cette proportion du bismuth diminue, la couleur de l'alliage se rapproche de celle de l'or; mais il conserve sa fragilité tant qu'il reste dans la masse 0,0005 de bismuth. A mesure que la proportion du bismuth diminue, et que celle du cuivre augmente (l'or étant toujours au titre), la contraction cesse, l'expansion a lieu, et elle devient promptement beaucoup plus considérable que si le cuivre entrait seul dans l'alliage. Cette progression remarquable est présentée d'une manière sensible dans le tableau suivant*.

* La pesanteur spécifique de l'or était de 19,172 (il était à 23 carats 8 $\frac{1}{2}$ grains de fin), celle du bismuth de 9,822, et celle du cuivre de 8,895.

MÉTAUX.	GRAINS.	GRAMM.	Pesanteur spécifique de l'alliage.	Volume avant la fusion	Volume après la fusion	Changement de Volume.
Or.....	442	28,615				
Bismuth.	38	2,460	18,038	1000	988	— 12
Or.....	442	28,615				
Cuivre..	30	1,942	17,302	1000	1018	+ 18
Bismuth.	8	0,518				
Or.....	442	28,615				
Cuivre..	34	2,201	16,846	1000	1044	+ 44
Bismuth.	4	0,259				
Or.....	442	28,615				
Cuivre..	37,5	2,426	16,780	1000	1047	+ 47
Bismuth.	0,5	0,032				
Or.....	442	28,615				
Cuivre..	37,75	2,444	17,095	1000	1027	+ 27
Bismuth.	0,25	0,016				

La propriété qu'a le bismuth de rendre l'or cassant est telle, que la ductilité de ce métal précieux est altérée lorsqu'on le tient seulement en fusion près du bismuth élevé à la même température *.

Plomb. XVII. En fondant ensemble 11 parties d'or et une partie de plomb, on forme un alliage qui a extérieurement la couleur de l'or, mais un peu plus pâle. Il est excessivement cassant, se brisant comme le verre, d'une fracture à grains fins, d'un brun pâle, sans aucun éclat métallique, et ayant l'apparence de la porcelaine. Cet alliage conserve sa fragilité, lors même que la proportion du plomb est réduite aux 0,0005 de l'alliage. Les fumées du plomb suffisent même pour détruire la ductilité de l'or. La pesanteur spécifique de l'alliage de 11 par-

* Hatchett, sur les Alliages de l'Or. P. 26.

ties d'or et de 1 partie de plomb, est de 18,080, un peu moindre que celle moyenne des deux métaux alliés, qui ont par conséquent éprouvé de l'expansion en s'unissant. Cette expansion augmente à mesure que la proportion du plomb diminue, lorsqu'on y supplée, celle de l'or restant la même, par une addition de cuivre; elle est à son *maximum*, lorsque le plomb n'entre que pour 0,001 dans l'alliage. La table suivante offre les différens degrés de cette expansion remarquable.

Métaux.	Grains.	Gramm.	Pesanteur spécifique de l'alliage.	Volume avant l'union.	Volume après l'union.	Expansion.
Or.....	442	28,615	18,080	1000	1005	5
Plomb..	38	2,460				
Or.....	442	28,615	17,765	1000	1006	6
Plomb..	19	1,230				
Cuivre..	19	1,230				
Or.....	442	28,615	17,312	1000	1022	22
Cuivre..	30	1,942				
Plomb..	8	0,518				
Or.....	442	28,615	17,032	1000	1035	35
Cuivre..	34	2,201				
Plomb..	4	0,259				
Or.....	442	28,615	16,627	1000	1057	57
Cuivre..	37,5	2,428				
Plomb..	0,5	0,032				
Or.....	442	28,615	17,039	1000	1031	31 *
Cuivre..	37,75	2,444				
Plomb..	0,25	0,016				

* *Voyez* Hatchett, sur les Alliages de l'Or. P. 29 et 67.

Etain. XVIII. L'étain s'unit facilement à l'or par fusion. Les anciens chimistes avaient supposé que l'étain avait la propriété de rendre son alliage avec l'or cassant dans quelque petite proportion qu'il fût uni au précieux métal; mais des expériences plus précises faites depuis sur cet alliage ont démontré que cette opinion n'était pas fondée. Cette erreur fut d'abord rectifiée par M. Alchorne, qui publia, dans les Transactions philosophiques pour 1784, une suite d'expériences sur cet alliage; et les résultats de ces expériences ont été depuis amplement confirmés par les essais de Hatchett. L'alliage de 11 parties d'or et de 1 partie d'étain, est d'une couleur blanchâtre très-pâle. Il est cassant quand il a une certaine épaisseur; mais lorsqu'il est fondu en morceaux minces, il peut être aisément courbé, et cependant il ne supporte pas l'effet du laminoir. Sa cassure est à grains fins et d'une apparence terreuse. La pesanteur spécifique de cet alliage était 17,307. Le volume des deux métaux avant la fusion étant 1000, elle était réduite après à 981; de manière que les métaux s'étaient considérablement contractés en s'unissant ensemble[1]. En mettant l'or au titre, par parties égales d'étain et de cuivre, on obtenait un alliage d'un jaune pâle et cassant; mais lorsque la proportion de l'étain ne s'élevait qu'au soixantième du tout, l'alliage était parfaitement ductile[2]. On voit à-la-vérité, par les expériences de M. Alchorne, que l'alliage de l'or avec un trente-septième d'étain, conserve assez de ductilité pour être laminé et estampé par les moyens ordinaires; mais M. Tillet a fait observer que cette alliage étant chauffé au rouge tombe en morceaux, comme en effet on devait s'y attendre, puisqu'alors l'étain fond. L'un et l'autre de ces faits ont été confirmés par les dernières expériences de M. Bingley. Il trouva qu'un alliage d'or avec un soixantième d'étain chauffé à une température rouge visible au jour, ce qui équivaut à 5 degrés du pyromètre de Wedgewood, était entièrement ductile, et susceptible de recevoir par le travail toute forme quelconque; mais en chauffant cet alliage au rouge cerise, ce qui correspond à dix degrés de Wedgewood, alors on voit se former des boursouflures sur la surface du barreau, qui finit par perdre sa

[1] Hatchett, sur les Alliages d'Or. P. 32.
[2] *Ibid.*

continuité, et tombe en une masse de couleur foncée, avec peu d'éclat métallique [1].

XIX. L'alliage de l'or et du cuivre se forme aisément en fondant ensemble les deux métaux. On emploie beaucoup cet alliage, parce que le cuivre a la propriété d'augmenter la dureté de l'or, sans en altérer la couleur. En effet, un peu de cuivre rehausse cette couleur sans diminuer la ductilité du métal. Cet alliage étant plus fusible que l'or, on s'en sert comme soudure dans le travail de ce métal [2]. L'augmentation de dureté que le cuivre donne à l'or est, suivant Muschenbroeck, la plus grande possible, lorsque dans l'alliage de ces deux métaux, il entre sept parties d'or et une partie de cuivre [3]. Un alliage composé par M. Hatchett avec un vingt-deuxième de cuivre pur, était parfaitement ductile, et d'un beau jaune tirant au rouge. Sa pesanteur spécifique était 17,157; elle était inférieure à celle moyenne des deux métaux et, par conséquent il y avait eu expansion de leur volume. Il était avant l'union 2732, et après 2798; de sorte que 916 parties deux tiers et 83 parties un tiers de cuivre, au-lieu d'occuper l'espace de 1000, ce qui arriverait s'il n'y avait pas d'expansion, deviennent 1024 [4]. Cuivre.

La monnaie d'or, sterling ou or au titre, consiste en or pur allié avec un douzième de quelqu'autre métal. Le métal employé est toujours soit le cuivre soit l'argent, ou un mélange de ces deux métaux, comme cela a le plus ordinairement lieu pour la monnaie anglaise. Or il paraît que lorsque l'or est mis au titre par un mélange à poids égaux de cuivre et d'argent, l'expansion est plus grande que si le cuivre entrait seul dans l'alliage; quoique la pesanteur spécifique de l'or allié avec l'argent ne diffère que de très-peu de la pesanteur spécifique moyenne des deux métaux. La pesanteur spécifique d'un alliage d'or avec $\frac{1}{12}$ d'argent et $\frac{1}{12}$ de cuivre était 17,344. Le volume des métaux, avant la com- Monnaie d'or.

[1] Hatchett, sur les Alliages d'Or. P. 32.
[2] Wasserberg. I, 112.
[3] *Ibid.*
[4] Hatchett, sur les Alliages d'Or. P. 66. L'or était déjà allié avec $1\frac{1}{12}$ de cuivre; l'expansion, l'or étant pur, aurait été plus considérable; car la pesanteur spécifique d'un alliage de 11 parties d'or et de 1 partie de cuivre (en supposant la pesanteur spécifique de l'or de 19,3, et celle du cuivre de 8,9) serait, par le calcul, 17,58, et la pesanteur réelle n'est que de 17,157.

binaison, était 2700, et après, 2767 [1], on voit, par les expériences de M. Hatchett, que le frai de notre or au titre est moindre que celui de l'or pur, ou de l'or mis au titre par tout autre métal que l'argent et le cuivre; et que les empreintes sur cet or au titre se conservent mieux que sur l'or pur. Cet or au titre est donc celui qui convient le mieux pour le monnoyage. Avec 373^{r} (pound-troy) d'or au titre, on peut frapper 44 guinées et demie.

Mercure. XX. L'amalgame d'or a facilement lieu en vertu de l'affinité très-forte qui existe entre les deux métaux. En plongeant un morceau d'or dans du mercure, sa surface se combine avec ce métal et devient aussi blanche

---

[1] Les premières guinées monnoyées furent mises au titre avec l'argent. Depuis on ajouta du cuivre pour suppléer à l'insuffisance de l'alliage; et comme la proportion de l'argent et du cuivre varie, la pesanteur spécifique de notre monnaie d'or varie aussi.

La pesanteur spécifique de l'or mis au titre par l'argent est. 17,927
Cuivre..... 17,157
Argent et cuivre..... 17,344

Les essais de M. Hatchett, sur la pesanteur spécifique de nos monnaies sous les différens règnes, offrent les résultats suivans;

Règnes.		Dates.	pésant. spéc.
Charles II.....	pièce de cinq guinées....	1681	17,825
Jacques II.....	pièce de deux guinées....	1687	17,634
Guillaume III.	pièce de cinq guinées.....	1701	17,710
Georges I.....	½ de guinée.....	1718	16,894
Georges II.....	une guinée.....	1735	17,637
———	pièce de deux guinées....	1740	17,848
Georges III....	une guinée.....	1761	17,737
———	une guinée.....	1766	17,655
———	une guinée.....	1774	17,726
———	une guinée.....	1775	17,698
———	une guinée	1776	17,486
———	une guinée.....	1777	17,750
———	une guinée.....	1782	17,202
———	une guinée.....	1786	17,465
———	une guinée.....	1788	17,418
———	pièce de cinq guinées.....	1793	17,712
———	dix demi-guinées.....	1801	17,750
———	15 pièces de 7 schellings *	1802	17,793

* En supposant que les guinées, demi-guinées et les pièces de sept schellings soient fabriquées avec le même métal, il y a lieu de s'attendre (dans un total composé donné de chacune) à une augmentation de pesanteur spécifique dans les pièces plus petites, comme devant naturellement résulter des effets du laminoir, du poinçon, du recuit, de la formation, du cordon et de l'empreinte; effets qui deviennent plus sensibles en proportion du nombre des petites pièces nécessaires pour former un total donné de pièces plus grandes.

Le taux de la pesanteur spécifique de la monnaie d'or anglaise, peut être actuellement estimé à 17,724.

que l'argent. Le moyen le plus facile de former cet amalgame est de jeter de petits morceaux d'or rouge de feu dans du mercure chauffé jusqu'à ce qu'il commence à fumer. On ne peut guères déterminer les quantités relatives d'or et de mercure, parce que ces métaux se combinent en toute proportion. Cet amalgame est d'un blanc d'argent. En le faisant passer à travers une peau de chamois, l'excès de mercure est séparé; on a un amalgame blanc, mou, qui devient solide par degrés, et qui consiste dans environ une partie de mercure et deux parties d'or. Cet amalgame fond à une température peu élevée; et à une chaleur au-dessous du rouge, le mercure s'évapore et laisse l'or à l'état de pureté. On fait un grand usage de cet amalgame pour la dorure. On l'étend sur le métal qu'on veut dorer, et par l'application d'une chaleur modérée et égale, on en chasse le mercure, et l'or reste adhérent à la surface métallique. On frotte alors cette surface sous l'eau avec une brosse de fil de laiton, et ensuite on la brunit [1].

Argent.

XXI. Humbert s'est assuré qu'en tenant ensemble en fusion l'argent et l'or, ces métaux se combinent et forment un alliage composé d'une partie d'argent et de cinq parties d'or. Après avoir tenu ensemble en fusion pendant un quart d'heure parties égales d'or et d'argent, il trouva, en cassant le creuset, deux masses dont la partie supérieure était de l'argent pur, et la partie inférieure la totalité de l'or combiné avec un sixième d'argent. On peut néanmoins fondre l'argent avec l'or dans presque toutes proportions; et en prenant les précautions convenables, les deux métaux restent combinés ensemble.

L'alliage de l'or et de l'argent est plus dur et plus sonore que l'or. La dureté de cet alliage est à son maximum lorsqu'il contient deux parties d'or et une partie d'argent [2]. La densité de ces métaux est un peu diminuée [3], et la couleur de l'or est altérée, lors même que la proportion de l'argent est faible; une partie d'argent suffit pour blanchir sensiblement vingt parties d'or. La couleur est non-seulement pâle, mais elle a aussi une teinte verdâtre très-prononcée, comme si la

[1] Gellert's metallurgic Chemistry, 375; et Lewis, Phil. Com. p. 75.
[2] Muschenbroeck.
[3] Hatchett.

lumière réfléchie par l'argent traversait une couche très-mince d'or. L'alliage de l'or et de l'argent étant plus fusible que l'or on l'emploie pour souder ensemble des pièces de ce dernier métal.

SECTION II.

Du Platine.

Le métal, dont nous venons de traiter, a été connu dès les premiers siècles; et on en a toujours fait un grand cas à raison de sa rareté, de sa beauté, de sa ductilité et de son indestructibilité. Mais le platine, quoiqu'inférieur à l'or peut-être dans quelques-unes de ces qualités, et qui le surpasse de beaucoup dans d'autres, était inconnu en Europe, comme métal distinct, avant 1749*.

* Cortinovis a essayé de prouver que ce métal était l'*électrum* des anciens. Annales chimiques de Brugnatelli; 1790. On ne peut révoquer en doute que l'*electrum* des anciens ne fût un métal, et même un métal très-précieux. C'est ainsi qu'en parlent les anciens écrivains, et Homère particulièrement. Ces deux vers de Claudien suffiraient seuls pour le prouver :

Atria cinxit ebur, trabibus solidatur ahenis
Culmen, et in celsas surgunt electra columnas.
L. I., v. 164.

Pline, en décrivant l'*electrum*, dans son Histoire naturelle, nous apprend que c'était une composition d'or et d'argent; et qu'à la lumière d'un flambeau, il brillait avec plus de splendeur que l'argent. Les anciens en faisaient des coupes, des statues et des colonnes. Or, si c'eût été notre platine, n'est-il pas bien extraordinaire qu'aucune trace d'un métal qui a dû être assez abondant, ne se soit retrouvée dans aucune partie quelconque de l'ancien continent?

Comme le passage de Pline, sur l'*electrum*, offre sur ce métal le détail le plus complet qu'on puisse trouver dans tout autre ouvrage ancien, nous le rapporterons ici littéralement, afin que chacun puisse être à même de juger si la description qu'il en donne est applicable ou non au platine des modernes.

Omni auro inest argentum vario pondere. Ubicumque quinta argenti portio est, electrum *vocatur. Scrobes eæ reperiuntur in Canaliensi. Fit et cura electrum argento addito. Quod si quintam portionem excessit incudibus non restitit. Et electro autoritas, Homero teste, qui Menelai regiam auro, electro, argento, ebore fulgere tradit. Minervæ templum habet Lindos insulæ Rhodiorum in quo Helena sacravit calicem ex electro — Electri natura est ad lucernarum lumina clarius*

Histoire du platine.

I. On ne l'a encore, jusqu'à présent, trouvé qu'en Amérique, dans le bailliage de Choco au Pérou, et dans la mine de Santa-Fé, près Carthagène. Vauquelin l'a découvert, en 1806, dans les mines d'argent de Guadalcanal, dans la province d'Estramadure, en Espagne[1]. Il y a lieu de croire que les ouvriers des mines de l'Amérique ayaient eu dès longtemps connaissance de ce métal; puisqu'il a été parlé, quoique d'une manière peu claire, de quelques-unes de ses propriétés, par des écrivains du seizième siècle. M. Charles Wood, essayeur à la Jamaïque, le trouva dans les Indes Occidentales vers l'an 1741, et il en donna quelques échantillons au docteur Brownrigg, qui les présenta à la Société royale en 1750. Don Antonio de Ulloa, mathématicien espagnol, qui avait accompagné en 1735, au Pérou, les académiciens français qui y avaient été envoyés pour la mesure d'un degré du méridien, avait parlé dès 1748, dans la Relation de son voyage, de ce métal, sur lequel M. Wood publia un mémoire dans le quarante-quatrième volume des Transactions philosophiques pour les années 1749 et 1750. Le docteur Lewis[2] commença en 1749, sur ce métal, une série d'expériences qui furent publiées dans quatre mémoires insérés dans les Transactions philosophiques pour 1754, et dans deux autres depuis; les résultats de ces expériences en démontraient la nature particulière et les propriétés remarquables. Il parut, en 1752, une dissertation du suédois Scheffer sur le même sujet, dissertation remarquable par sa précision, si l'on considère la petite quantité de mine sur laquelle il put opérer, et qui n'excédait pas deux grammes et demi. Les expériences de Lewis furent répétées, et il y fut fait plusieurs additions intéressantes par Margraff, en 1757[3]. Les différens mémoires dans lesquels il était rendu compte de ces travaux ayant été traduits en français, ils éveillèrent l'attention des chimistes de ce pays, et portèrent d'abord Macquer et Baumé[4], puis bientôt après

argento splendere. Quod est nativum et venena deprehendit. Namque discurrunt in calicibus arcus cœlestibus similes cum igneo stridore et geminâ ratione prædicunt. Lib. XXIII, cap. 4.

[1] Ann de Chim. LX, 317.

[2] Phil. Trans. XLVIII, 638; et L, 148. On trouve aussi dans le Phil. Com. p. 443, un exposé complet de toutes les expériences faites sur ce métal avant 1763.

[3] Mém. Berlin. 1757, p. 31; et Margraff's Opus. II, 226.

[4] Mém. Par. 1758. P. 119.

Buffon, Tillet, Morveau [1], Sickingen [2], Bergman [3] et Lavoisier [4], à s'occuper d'expériences sur le platine; et plus récemment encore, Mussin-Puschkin [5], Morveau [6] et plusieurs autres chimistes distingués ont ajouté beaucoup de faits nouveaux à la connaissance que nous avions de ce minéral; mais les expériences de Berzelius [7] et d'Edmond Davy [8] sont celles qui ont le plus étendu nos connaissances sur les combinaisons du platine.

Purification. Le platine brut vient d'Amérique sous la forme de paillettes lenticulaires ayant l'éclat de l'argent. Dans cet état, il est très-impur, puisqu'il ne contient pas moins de neuf autres métaux, mécaniquement mêlés ou chimiquement combinés; mais on peut l'obtenir à-peu-près pur de la manière suivante. On fait dissoudre les grains de platine dans de l'acide hydrochloro-nitrique concentré, en chauffant aussi peu que possible. Après avoir décanté la dissolution de dessus la matière noire qui résiste à l'action de l'acide, on y verse une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque. Il se forme un précipité de couleur jaune orangé. On lave ce précipité; et lorsqu'il est sec, on le fait chauffer lentement jusqu'au rouge dans un creuset de porcelaine. La poudre qui reste dans le creuset est le platine presque pur. En la dissolvant de nouveau dans l'acide hydrochloro-nitrique, et en la traitant de la même manière, on obtient le métal encore plus pur. En chauffant au rouge ces grains enveloppés dans une plaque mince de platine, et en les soumettant avec précaution à l'action du marteau, ils s'unissent, et le tout se forme en un lingot [9].

Propriétés. 1. Le platine ainsi obtenu est d'une couleur [10] semblable à

---

[1] Journ. de Phys. III, 234.
[2] Dictionnaire de Macquer.
[3] Opusc. II, 166.
[4] Ann. de Chim. V, 137.
[5] *Ibid.* XXIV, 205.
[6] *Ibid.* XXV, 3.
[7] *Ibid.* LXXXIII, 167.
[8] Phil. Mag. XL, 27, 209, 263, 350.
[9] *Ibid.* XXI, 175.

[10] C'est à cette couleur qu'il doit son nom. *Plata* signifie en espagnol « argent », et on l'avait appelé *platina* « petit argent ». Bergman changea cette dénomination dans celle de *platinum*, afin qu'elle eût la terminaison et le genre des noms que les Latins avaient donnés à tous les métaux. Celui-ci avait cependant été appelé *platinum* longtemps auparavant, par Linnée.

celle de l'argent, mais d'un blanc moins clair; il n'a ni saveur ni odeur.

2. Sa dureté tient le milieu entre celle du cuivre et du fer. Sa pesanteur spécifique, lorsqu'il a été réduit par l'hydrochlorate d'ammoniaque, à l'aide de la chaleur, est 21,47. Lorsqu'il a été écroui, elle a pu augmenter d'un trois cent cinquantième; de manière que sa pesanteur spécifique est, au *maximum*, de 21,5313 [1].

3. Il est extrêmement ductile et malléable. Il peut être réduit par l'action du marteau, en feuilles très-minces, et tiré en fils de 0,003 de millim. de diamètre. Sous les rapports de la ductilité et de la malléabilité, il est probablement inférieur à l'or; mais il semble surpasser, dans ces propriétés, tous les autres métaux.

4. Sa ténacité est telle qu'un fil de ce métal de 2 millim. de diamètre, est capable de supporter, sans se rompre, un poids de 124^k,690 [2].

5. C'est un des plus infusibles de tous les métaux. Macquer et Baumé en ont fondu de petites portions au chalumeau, et Lavoisier, en les exposant sur un charbon rouge de feu à un courant de gaz oxigène [3]. Il peut être fondu sans difficulté lorsqu'il est combiné ou mêlé avec d'autres corps; mais alors il n'est pas à l'état de pureté. Des morceaux de platine, chauffés au blanc, peuvent être soudés ensemble par l'action du marteau, de la même manière que le fer chaud.

6. L'air et l'eau n'ont aucune espèce d'action sur ce métal.

II. On ne peut le combiner avec l'oxigène et le convertir en oxide par la chaleur la plus forte de nos fourneaux, lorsqu'il est pur; mais dans l'état où il nous vient d'Amérique, et dans lequel il est combiné avec une certaine quantité de fer, il peut être en partie oxidé lorsqu'on l'expose à un violent degré de chaleur, ainsi que cela a été prouvé par un grand nombre d'expériences. On ne peut pas douter, cependant, qu'on ne parvînt à le brûler et à l'oxider de la même manière que les autres métaux, s'il nous était possible de produire un degré de chaleur suffisant pour opérer sur lui cet effet; car

S'oxide.

[1] Docteur Wollaston.

[2] Morveau, *Ann. de Chim.* XXV, 8.

[3] Le docteur Clarke parvint, avec son chalumeau à gaz hydrogène et oxigène, à fondre des morceaux de platine du poids d'environ 6,^g5.

Van-Marum ayant soumis à l'action de sa puissante machine électrique un fil de ce métal, il brûla avec une flamme blanche peu vive, et fut dispersé en une espèce de poussière qu'on reconnut être l'oxide de platine. J'en ai également fait brûler un fil avec tout l'éclat d'un fil de fer et avec émission abondante d'étincelles, en le plongeant dans la flamme produite par la combustion d'un mélange de gaz hydrogène et oxigène. On ne connaît, jusqu'à présent, que deux oxides de platine: Le *protoxide* est *noir*, mais le peroxide est d'un *brun foncé* ou *gris*.

Protoxide. 1. On peut obtenir le protoxide en versant une dissolution neutre de mercure dans une dissolution étendue d'hydrochlorate de platine dans l'eau chaude. Il se précipite une poudre dense, dont la couleur varie du brun foncé au jaune, et quelquefois au vert olive. Cette poudre est un mélange de protochlorure de mercure et de protoxide de platine. Il faut, après avoir lavé et fait sécher avec soin le précipité, l'exposer à une chaleur suffisante seulement pour volatiliser le protochlorure : ce qui reste est une poudre d'un noir foncé, ou le protoxide. En chauffant au rouge environ six grammes de ce protoxide, il s'en dégage deux cent centimètres cubes de gaz oxigène, et le protoxide est réduit à l'état métallique. Lorsqu'on chauffe ce protoxide avec du noir de fumée, il se dégage la même proportion d'acide carbonique, et il est réduit à l'état métallique. M. Cooper, à qui nous sommes redevables de la découverte de cet oxide, trouva qu'il pouvait être chauffé fortement en état de mélange avec le flux des émailleurs, sans être réduit; et en conséquence, il le considère comme une addition précieuse aux couleurs des émailleurs*. Il suit des expériences qui précèdent que le protoxide de platine est composé de

Platine.....	100
Oxigène.....	4,423

Ainsi un atôme de platine doit peser 22,625, et un atôme du protoxide de ce métal 23,625.

Peroxide. 2. Le peroxide de platine paraît être un composé de 1 atôme de métal et de 3 atômes d'oxigène, ou un tritoxide. Il n'a point encore été publié de détails exacts à ce sujet; mais

* Royal Institution Journal. III, 119.

M. Edmond Davy s'est assuré qu'en traitant son platine fulminant avec l'acide nitrique, et en chauffant avec ménagement, il reste un oxide gris que, d'après ses expériences, il considère comme étant formé de

Platine.	100
Oxigène.	11,86

Berzelius essaya de se procurer le peroxide de platine en opérant de la manière suivante. Il décomposait l'hydrochlorate de platine par de l'acide sulfurique ajouté avec excès. Il se débarrassait de cet excès par la distillation, et il décomposait le sulfate de platine par la potasse caustique ajoutée en léger excès. Le peroxide se sépare sous la forme d'une poudre volumineuse, d'un brun légèrement jaunâtre. Lorsqu'on chauffe cette poudre, elle devient d'un brun foncé, presque noire, et elle abandonne de l'eau. Lorsque le peroxide de platine est chauffé à une température élevée, il est réduit à l'état métallique en abandonnant du gaz oxigène. Il se dissout dans les alcalis fixes, soit caustiques, soit à l'état de carbonates. Il se combine également avec la chaux, la strontiane et la barite. C'est cet oxide qui constitue la base des sels de platine [1]. Il contient, suivant les expériences de Berzelius, deux fois autant d'oxigène que le protoxide; il est donc composé de

Platine	100
Oxigène.	16,494

Le terme moyen des résultats de Berzelius et d'Edmond Davy, serait 14,177 pour l'oxigène dans le peroxide. Or ce terme ne diffère pas beaucoup de 13,269, qui représente la quantité d'oxigène qui serait nécessaire pour former un tritoxide.

III. Le platine ne s'allume pas dans le gaz chlore, mais il s'imbibe lentement de ce gaz, ce qui le convertit en un *chlorure*. M. Edmond Davy, qui nous a fait connaître le premier tous les faits concernant cette combinaison, est dans l'opinion qu'il y a deux chlorures de platine. Le *protochlorure* est soluble dans l'eau, et il n'a pas été beaucoup examiné. Le *perchlorure* est une poudre insoluble; mais son existence n'a pas été bien clairement démontrée [2]. Chlorure.

[1] Berzelius; Larbok i Kemien. II, 422.
[2] Phil. Mag. XL, 271.

Perchlorure. Pour obtenir ce chlorure de platine à l'état de pureté, on le fait bouillir dans l'acide hydrochlorique concentré, en y ajoutant au besoin un peu d'acide nitrique. Après avoir évaporé la dissolution à siccité, et avoir fait alors digérer le résidu dans un peu d'acide hydrochlorique, qu'on en chasse également, on chauffe avec précaution la masse desséchée jusqu'à une température approchant de la chaleur rouge; et on la fait bouillir ensuite avec une quantité considérable d'eau. En la desséchant alors de nouveau, on a le chlorure pur de platine.

Sa couleur est d'un brun olive foncé ou verte. Il est rude au toucher; mais il n'a ni odeur ni saveur. Il est infusible. Il ne paraît pas altérable à l'air, et il se dissout à peine dans l'eau. Chauffé au rouge, le chlore en est dégagé et le platine pur reste. Il est légèrement soluble dans l'acide hydrochlorique bouillant, mais les acides nitrique, sulfurique, phosphorique et acétique ne l'attaquent pas. Lorsqu'on le fait bouillir dans une lessive de potasse, on obtient une poudre noire qui abandonne à-la-fois, par la chaleur, de l'oxigène et du chlore[1]. En le chauffant avec le soufre ou le phosphore, il se produit des chlorures de soufre et de phosphore, et des sulfure ou phosphure de platine. Suivant Edmond Davy, la composition du chlorure de platine est de

Platine.....	100	ou près de 12,125
Chlore.....	37,93.....	ou 4,5

On voit, par cette analyse, que ce chlorure est formé de 1 atôme platine + 2 atômes chlore. Le chlorure soluble, si c'est en effet un chlorure distinct, doit être le *protochlorure*.

IV. L'*iodure* de platine n'a pas été examiné.

Nous ignorons quelle peut être l'action du fluor sur ce métal, qui ne se combine point avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium.

V. Le platine s'unit avec le phosphore en deux proportions. C'est M. Edmond Davy[2] qui nous a fait connaître ces deux combinaisons.

Proto-phosphure. 1. On peut obtenir le protophosphure de platine en chauffant du phosphore et du platine dans un tube de verre vidé d'air.

---

[1] N'est ce pas le protoxide de Berzelius?

[2] Phil. Mag. XL, 32.

Ces deux substances se combinent avec une vive ignition accompagnée de flamme, à une température de beaucoup inférieure à la chaleur rouge. Le protophosphure de platine est d'un gris bleuâtre. Lorsqu'il a éprouvé la fusion, il a moins d'éclat que le plomb. Il cristallise en cubes. Sa pesanteur spécifique, tandis qu'il est poreux, est 6. Il n'a ni odeur ni saveur : il n'est pas conducteur de l'électricité. Lorsqu'on le chauffe fortement sur du platine, il s'unit avec le métal qu'il perce de trous. Il est composé, d'après les expériences d'Edmond Davy, de

Platine.....	100
Phosphore.....	21,21

2. On forme le perphosphure de platine en chauffant ensemble dans une cornue, sur le mercure, l'*hydrochlorate-ammoniaco de platine* avec environ les deux tiers de son poids de phosphore en petits morceaux. Il faut, lorsque l'expérience touche à sa fin, pousser la cornue au rouge obscur pour chasser tout ce qui est susceptible de se volatiliser. Le perphosphure de platine est d'un gris de fer avec un léger éclat métallique. Il tache les doigts ou le papier; mais cette tache a moins d'éclat que celle formée par le persulfure de platine. Sa pesanteur spécifique est 5,28. Il n'a ni odeur ni saveur, et il ne conduit pas l'électricité. On le met, en le chauffant, à l'état d'ignition; et il diminue de volume sans changer de couleur. Il est composé, suivant Edmond Davy, de Perphosphure.

Platine.....	100
Phosphore.....	42,85 [1]

VI. Le platine se combine avec le soufre en trois proportions; c'est M. Edmond Davy qui a fait les premières recherches sur ces composés [2]. Sulfure.

1. En chauffant dans un tube de verre, vidé d'air, un mélange à parties égales de soufre et de platine, et en poussant, vers la fin de l'opération, jusqu'à une température approchant Proto-sulfure.

[1] Les analyses de ces deux phosphures s'accordent très-bien ensemble; mais elles ne correspondent pas avec les nombres que nous avons adoptés pour le poids d'un atôme de phosphore et d'un atôme de platine.

[2] Phil. Mag. XL, 25, 219.

de la chaleur rouge, pour chasser du mélange tout ce qui est volatil, on obtient une masse d'un gris bleuâtre foncé, qui est un protosulfure de platine. Son éclat est terreux ; mais frotté sur le papier, il y laisse une tache métallique. Il est rude au toucher ; il n'a ni odeur ni saveur. Sa pesanteur spécifique est 6,2 ; il n'est pas conducteur de l'électricité. On le décompose en le chauffant avec de la limaille de zinc. Les parties constituantes de ce protosulfure sont, d'après les expériences de M. Edmond Davy, de

Platine.....	100
Soufre.....	19,04

Deutosulfure. 2. Le deutosulfure de platine est produit, lorsqu'après avoir précipité par le gaz acide hydro-sulfurique, le platine de sa dissolution, on chauffe le précipité en vaisseaux clos. C'est une poudre peu dense, sans saveur, d'un noir bleuâtre, tachant le papier et les doigts comme la plombagine. Il est formé de

Platine.....	100
Soufre.....	28,21 *

Persulfure. 3. On obtient le persulfure de platine en chauffant dans une cornue de verre sur le mercure, un mélange de trois parties d'hydrochlorate-ammoniaco de platine et de deux parties de soufre. Il faut chauffer par degrés le mélange jusqu'au rouge, et le maintenir pendant quelque temps à ce terme de chaleur, jusqu'à ce que tout ce qui est volatil se soit dissipé. Ce persulfure est d'un gris de fer foncé, approchant du noir. Lorsqu'il est en masse, il a un léger éclat métallique. Il est doux au toucher, et il tache le papier comme la plombagine. Sa pesanteur spécifique est 3,5. Il n'est pas conducteur de l'électricité. Il ne fond pas lors même qu'on le soumet à l'action d'une très-forte chaleur. Lorsqu'on le chauffe avec de la limaille de zinc, il y a combustion et formation de sulfure de ce dernier métal. Chauffé au rouge à l'air, le soufre est séparé, et il reste le platine pur. La composition de ce persulfure est, suivant M. Edmond Davy, de

Platine.....	100
Soufre.....	38,8

* Phil. Mag. XL, 219.

La proportion du soufre, dans ces trois compo
les nombres 1, 1½, 2. Ainsi le premier devrait
atôme de platine et de 1 atôme soufre, le secor
platine et 3 atômes soufre, et le troisième d
platine et 2 atômes soufre; mais les nombres
dent pas avec le poids d'un atôme de platin
déduit des expériences déjà faites à ce sujet. Il
bable que ce nombre est inexact. Nous ne nou
pas à déterminer le poids d'un atôme de phos
ces expériences de M. Edmond Davy, parce q
pour les sulfures et phosphures ne s'accordent

VII. Scheffer, et après lui Lewis, examir
d'arsenic et de platine. L'addition d'oxide b
facilite la fusion du platine fortement chauffé
lange n'est pas assez coulant pour être versé hc
L'alliage est gris et cassant. L'arsenic s'en sé
grande partie par une forte chaleur, en laissa
l'état d'une masse spongieuse [1].

VIII. Le platine s'unit au potassium et au
ignition, ainsi que Humphry Davy s'en est as
est décomposé par l'action de l'air ou de l'eau.

IX. Les alliages que le platine peut former
métalliques des terres alcalines et pures ne sont

X. On trouve ordinairement le platine allié a
docteur Lewis ne put réussir dans les essais
unir ces deux métaux par fusion, mais il parvi
la combinaison en fondant ensemble le platine l
de fer, et aussi en fondant un mélange de p
d'acier. L'alliage était excessivement dur, mais
dant quelque ductilité lorsque le fer en fo
les trois quarts. Sa pesanteur spécifique surpa
coup celle moyenne des deux métaux, le
détruit dans la fonte de fer la propriété qu'elle
de l'expansion lorsqu'elle devient solide. Cet a
de dix ans, n'était que très-peu terni. Chauff
devenait cassant, et sa cassure présentait de
sans aucun éclat métallique [2].

---

[1] Phil. Com., p. 515.
[2] *Ibid.* 534 et 551.

XI. On ne connaît pas d'alliages du platine avec le nickel, le cobalt, le manganèse, l'urane et le cérium.

Zinc. XII. Le docteur Lewis trouva que le platine s'unit aux fleurs du zinc réduit de sa mine, et augmente d'environ un tiers de son poids. Les deux métaux se fondent très-promptement, même lorsque la proportion du zinc n'excède pas le quart de celle du platine. L'alliage est d'un blanc bleuâtre, très-cassant et beaucoup plus dur que le zinc. Il suffit d'un vingtième de platine pour détruire la malléabilité du zinc, et du quart du zinc pour rendre le platine cassant [1].

Bismuth. XIII. Le bismuth et le platine se fondent et se combinent aisément lorsqu'on les soumet rapidement ensemble à une forte chaleur. Le docteur Lewis fondit ces métaux dans des proportions variées, depuis 1 partie jusqu'à 24 de bismuth, avec une partie de platine. Les alliages étaient tous cassans et à-peu-près aussi mous que le bismuth; et leur cassure avait une apparence foliée. L'alliage de platine et de bismuth prend à l'air une couleur pourpre, violette ou bleue. On peut à peine en séparer le bismuth par la chaleur [2].

Plomb. XIV. Le docteur Lewis fondit ensemble le platine brut et le plomb en diverses proportions; et comme une chaleur violente était nécessaire pour opérer cette fusion, une partie du plomb était volatilisée. L'alliage était d'une texture fibreuse ou feuilletée, et prenait promptement une teinte pourpre à l'air. Il était très-dur et très-cassant lorsque les deux métaux y entraient à parties égales, et ces qualités diminuaient en raison de ce que la proportion du platine y devenait moindre. Lorsque les alliages étaient fondus de nouveau, une portion du platine se séparait et se déposait [3]. On a fait beaucoup d'expériences avec l'alliage du platine et du plomb, pour s'assurer s'il était possible de séparer le platine des autres métaux par coupellation, et le purifier par ce moyen, comme on y réussit à l'égard de l'argent et de l'or; mais à peine aucune de ces expériences a-t-elle eu du succès, parce que le platine exige, pour être mis à l'état de fusion, une chaleur bien plus violente que celle qu'il est facile de produire [4].

---

[1] Phil. Com. P. 520.
[2] *Ibid.* P. 509, 523.
[3] *Ibid.* P. 512.
[4] *Ibid.* P. 561.

XV. Nous voyons, par les expériences de l'étain et le platine entrent promptement ensem que l'alliage qu'ils forment est cassant et de co lorsque les deux métaux y entrent en propor qu'il conserve ces qualités jusqu'à ce que la p platine dans l'alliage ne soit plus que d'un ne dessous de cette proportion, la ductilité aug couleur s'éclaircit en raison de ce que la quanti diminue. Lorsque cet alliage est gardé pendant qu sa surface se ternit par degrés et devient jaune, aussi promptement lieu, si cette surface a été p

XVI. On peut allier le platine avec le cuivre mais il faut un grand degré de chaleur. L'alliage dur, susceptible de prendre un beau poli, et de sans se ternir. On a employé avec avantage cet les miroirs de télescopes. Le platine affaiblit sen couleur du cuivre; il la détruit même, si l'on n' ne le faire entrer dans l'alliage qu'en très-petite C'est au docteur Lewis que nous devons les faites sur l'alliage du platine et du cuivre[2]. Strau plus récemment un procédé pour mettre sur les cuivre une couche de platine au-lieu de celle d forme l'étamage : ce procédé consiste à frotter de platine sur le cuivre, et à l'exposer alors à convenable[3].

XVII. M. Cooper a formé un alliage de sep platine, seize parties de cuivre, et une partie se rapproche beaucoup, dans son apparence, de fait fondre d'abord le platine et le cuivre, en précautions ordinaires de couvrir les métaux avec en ajoutant un flux de borax. Lorsque le cuivre sont à l'état de fusion parfaite, on les retire du fe le zinc, et on remue le mélange. Cet alliage est il ne s'oxide point à l'air; et l'acide nitrique ne soudre que lorsqu'il est bouillant[4].

XVIII. Lewis et Scheffer essayèrent d'amalg

---

[2] Phil. Com. P. 510.
[3] *Ibid.* P. 529.
[3] Nicholson's Journal. IX, 303.
[4] Journal of the Royal Institution. III, 119.

tine, ils n'y réussirent l'un et l'autre qu'imparfaitement [1]. Guyton Morveau parvint à former cet amalgame à l'aide de la chaleur. Il fixa un petit cylindre de platine au fond d'un matras de verre, il y versa du mercure en quantité suffisante pour recouvrir le platine. Il fit ensuite chauffer le vaisseau sur un bain de sable, en y maintenant constamment le mercure à l'état d'ébullition. Ce métal se combina peu-à-peu avec le platine; le poids du cylindre fut doublé, et il était devenu cassant. En chauffant fortement cet amalgame, le mercure s'évaporait et abandonnait le platine, en partie oxidé. Il est à remarquer que le platine, malgré la supériorité de sa pesanteur spécifique, surnageait toujours le mercure; c'est cette circonstance qui obligea Guyton Morveau à le fixer au fond du vaisseau avec une baguette de verre [2].

Le moyen le plus simple et le plus facile à employer pour combiner ensemble le platine et le mercure, est celui indiqué par Mussin-Pushkin. Il consiste à triturer avec le mercure la poudre fine qu'on obtient en précipitant le platine de sa dissolution dans l'acide hydrochloro-nitrique, par l'hydrochlorate d'ammoniaque, et à exposer le mélange à une chaleur graduée. Il est nécessaire de triturer un peu pour déterminer la combinaison; mais une fois qu'elle a commencé d'avoir lieu, elle s'opère rapidement. On ajoute alternativement de petites quantités de platine et de mercure, jusqu'à ce qu'on ait procuré une portion convenable d'amalgame. On en sépare alors l'excès de mercure en le passant à travers une peau. L'amalgame ainsi obtenu est d'une belle couleur d'argent, et ne se ternit point étant gardé. Il est mou d'abord, mais il acquiert peu-à-peu de la dureté. Il adhère facilement à la surface du verre qu'il convertit en miroir.

---

[1] Lewis, *Phil. Com.*, p. 508.

[2] Ann. de Chim. XXV, 12. Cet effet est dû, sans-doute, à la grande force de cohésion des molécules du mercure entr'elles. Si l'on met une grande masse de platine sur la surface du mercure, le platine tombe aussitôt au-dessous, à raison de son poids; mais une petite partie (un fil de platine, par exemple) surnage, parce que cette petite partie du métal n'est plus capable de vaincre la force de cohésion du mercure. Cependant si on le plonge au fond du vaisseau sous le mercure, il y reste à raison de son poids plus considérable. Si on applique alors la chaleur au fond du vaisseau, le fil revient à la surface du mercure, parce qu'il est soulevé par le mercure chaud auquel le platine a commencé d'adhérer. Ces faits semblent expliquer l'anomalie observée par Guyton-Morveau.

XIX. Lorsqu'on fait fondre ensemble, au m
forte chaleur, le platine et l'argent, il en rés
qui n'est pas aussi ductile que l'argent, mais pl
blanc. En tenant ce mélange pendant quelque t
les deux métaux se séparent; le platine ga
vaisseau à raison de son poids. Cette circons
à supposer que les deux métaux ont très-peu
eux; et en effet le docteur Lewis remarque
met ensemble les deux métaux en fusion, il
sorte de jaillissement, comme s'ils répugnai
à l'autre. Scheffer eut aussi lieu de reconnaî
qu'il y avait à unir ces deux métaux [1].

XX. Le docteur Lewis parvint à unir l'o
en fondant ensemble ces deux métaux à l'a
chaleur. Il ne se servait que de platine brut; n
Hatchett et Klaproth ont examiné depuis le
l'alliage du platine pur et d'or [2]. Pour produi
il est nécessaire de fondre les métaux à une
autrement le platine n'est que dispersé à t
couleur de l'or allié au platine est sensibleme
liage ayant l'apparence du métal de cloches,
gent terni. Le docteur Lewis trouva que la
platine n'étant que d'un sixième, l'alliage n'a
couleur de l'or; et lors même que cette propo
dans l'alliage ne s'élevait pas au-delà d'un quar
la couleur de l'or était considérablement all
que forma M. Hatchett, d'environ onze partie
partie de platine, avait la couleur d'argent ter
ductile et élastique. On voit, par les expérienc
que si le platine excède la proportion d'un d
l'or, la couleur de l'alliage est beaucoup plus
de l'or; mais si la quantité du platine est au-d
proportion du dix-septième, la couleur de l'o
siblement altérée, et sa ductilité est restée la
tine peut être allié avec une proportion cor
sans que sa couleur soit sensiblement altérée :
d'une partie de platine avec quatre parties d'o

[1] Lewis's Philosoph. Comm. p. 522.
[2] Vauquelin, *Manuel de l'Essayeur*, p. 41. Hatc
liages d'Or. Phil. Trans. 1803. Klaproth, *Journ. de*

se distinguer à l'apparence du platine pur. La couleur de l'or ne devient prédominante que lorsqu'il constitue les huit neuvièmes de l'alliage [1].

Il résulte de ces faits, qu'on ne peut allier l'or avec le dixième de son poids de platine, sans que la fraude ne se découvre aisément par l'affaiblissement de la couleur; et Vauquelin a fait voir que dans le cas où la proportion du platine n'excède pas cette quantité d'un dixième, il peut être complètement séparé de l'or en réduisant l'alliage par le laminoir en plaques minces, et en le mettant ainsi en digestion dans l'acide nitrique : le platine est enlevé par l'acide, et l'or reste. Mais si la proportion du platine excède un dixième, alors il ne peut plus être séparé complètement par ce moyen [2].

SECTION III.

Du Palladium.

Découverte.

I. Ce métal fut découvert en 1803, par le docteur Wollaston, qui fit circuler le premier exposé de ses propriétés, sans parler en aucune manière de celui qui en avait fait la découverte, et même, sans indiquer d'où provenait le métal. Il fut examiné par M. Chenevix, qui chercha à reconnaître si c'était un composé de platine et de mercure; mais ses essais à ce sujet furent sans succès. Bientôt après, le docteur Wollaston annonça que c'était lui qui avait découvert le palladium, et qu'il l'avait obtenu du platine brut. Ce métal a été examiné depuis par Vauquelin [3]; et Berzelius a publié une suite d'expériences sur son oxide [4].

Comme on l'obtient.

Le docteur Wollaston séparait le palladium du platine brut, en opérant ainsi qu'il suit.

On dissout le platine brut dans l'acide hydrochloro-nitrique, et dans cette dissolution, dont on a préalablement chassé l'excès d'acide, on verse par gouttes du *cyanure de mer-*

[1] Klaproth, Journ. de Chim. IV, 29.
[2] Manuel de l'Essayeur. P. 48.
[3] Ann. de Chim. LXXXVIII, 167.
[4] Annals of Philosophy. III, 354.

cure [1]. En très-peu de temps le liquide se trouble, précipite une matière d'un blanc jaunâtre pâle. Lavé, séché et exposé à une forte chaleur, laisse une matière blanche qui est le palladium [2]. En chauffant tière avec du soufre et du borate de soude, on pe en un bouton métallique, capable de supporter marteau, ou de passer au laminoir.

1. Le palladium ainsi obtenu est un métal blanc poli, a une très-grande ressemblance avec le pla

2. Il est plus dur que le fer forgé. Sa pesanteur varie selon l'état où il se présente. Lorsqu'il est co fondu, M. Chenevix la trouva de 11,871; mais cel ques-uns des morceaux exposés en vente, n'e 10,972; cette pesanteur varie, suivant le docteu ton, de 11,3 à 11,8. Vauquelin reconnut que celle laminé s'élevait à 12, avec une petite fraction; c corde de très-près avec le résultat d'une expé M. Lowry, qui la trouva de 12,148.

3. Le palladium paraît être aussi malléable qu lui-même; mais il n'a que peu d'élasticité. Sa cas breuse, et avec apparence de cristallisation.

4. Le palladium ne s'altère point à l'air. Il e sa fusion, un très-violent degré de chaleur. M. réussit à l'opérer; mais il ne fut pas en son po valuer la température au moyen de laquelle il y

Vauquelin fondit le palladium sur un charbon, de gaz oxigène. En continuant de chauffer, le mét et brûlait avec étincelles brillantes. Une portion du avait échappé à la combustion, s'était disséminée, et en très-petits grains sur la surface du charbon. fondu de la même manière, ne brûle pas comme le ce qui fait connaître que ce dernier métal est p et plus combustible.

II. Lorsqu'on le chauffe fortement, sa surface couleur bleue; mais par l'augmentation de la chal prend son premier éclat. Cette couleur bleue es doute à un commencement d'oxidation. Berzelius tenir qu'un oxide de palladium. Il le forma en chau

[1] Sel qui sera décrit dans la suite.
[2] Wollaston, on the Discovery of Palladium. Phil. Tra

un creuset de platine, de la limaille de palladium avec de la potasse caustique, et un peu de nitrate de potasse. L'oxide est d'un brun châtain, et il se dissout facilement dans l'acide hydrochlorique. Il se compose, suivant les expériences de Berzelius, de

Palladium.....	100
Oxigène.....	14,209

Vauquelin trouva que cet oxide, lorsqu'il est réduit à l'état métallique, en le chauffant au rouge, perd les 0,05 de son poids; mais il n'est pas certain qu'il eût été préalablement dépouillé de toute son eau. En supposant que cet oxide est formé de 1 atôme de palladium et de 1 atôme oxigène; et qu'il consiste en 100 palladium + 14,285 oxigène, le poids d'un atôme de palladium sera 7, et celui de l'oxide de palladium 8.

III. On ne connaît point encore de *chlorure*, *iodure*, et *fluorure* de potassium.

IV. Il n'est pas probable que le palladium se combine avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium. Le phosphure de palladium n'a pas été examiné.

Sulfure. V. Le palladium s'unit très-facilement au soufre. Si, lorsqu'il est fortement chauffé, on y ajoute un peu de soufre, il le fait entrer immédiatement en fusion, et le sulfure continue d'être liquide, jusqu'au rouge obscur. Il est plus pâle que le métal pur, et extrêmement cassant. Par la chaleur et par l'exposition à l'air, le soufre se dissipe peu-à-peu, et le métal reste à l'état de pureté.

D'après les expériences de Vauquelin, le sulfure de palladium est un composé de

Palladium.....	100
Soufre.....	24

En considérant comme exacte l'analyse de l'oxide de palladium par Berzelius, 100 palladium doivent se combiner à 28,5 de soufre.

Ses alliages VI. M. Chenevix essaya de former des alliages du palladium avec différens métaux, et il obtint les résultats suivans:

1. Parties égales de palladium et d'or fondus ensemble dans un creuset, formèrent un alliage de couleur grise, dont la dureté était à-peu-près égale à celle du fer forgé. Cet

alliage cédait au marteau ; mais il était moins ductile que l'un ou l'autre des deux métaux qui le composaient, et il se rompait par des percussions répétées. Sa fracture était grossièrement grenue, et présentant des indices de cristallisation. Sa pesanteur spécifique était de 11,079.

Le platine.

2. Parties égales de platine et de palladium entrèrent en fusion à un degré de chaleur peu supérieur à celle capable de fondre le palladium seul. Cet alliage ressemblait au précédent par sa couleur et sa dureté, mais il était moins malléable. Sa pesanteur spécifique était de 15,141.

L'argent.

3. Avec son poids égal d'argent, le palladium donna un bouton de la même couleur que les alliages dont il vient d'être parlé, mais plus dur que l'argent, et moins que le fer forgé. Sa surface polie était semblable à celle du platine, mais plus blanche. Sa pesanteur spécifique était de 11,290.

Le cuivre.

4. L'alliage de parties égales de palladium et de cuivre était un peu plus jaune qu'aucun des alliages précédens, et se cassait plus facilement. Il était plus dur que le fer forgé, et prenait sous la lime une couleur plombée. Sa pesanteur spécifique était de 10,392.

Le plomb.

5. Le plomb augmente la fusibilité du palladium. Un alliage de ces métaux, en proportions indéterminées, était de couleur grise, et d'une cassure à grains fins. Il était plus dur que tous les autres, mais extrêmement cassant. Sa pesanteur spécifique était de 12,000.

L'étain.

6. Parties égales de palladium et d'étain donnèrent un bouton grisâtre, d'une dureté inférieure à celle du fer forgé. Il était très-cassant, d'une cassure compacte, et à grains fins. Sa pesanteur spécifique était de 8,175.

Le bismuth.

7. Avec son poids égal de bismuth, le palladium donna un bouton encore plus cassant, et presqu'aussi dur que l'acier. Il était de couleur grise, mais plus foncée lorsqu'il était réduit en poudre. Sa pesanteur spécifique était de 12,587.

Le fer.

8. Le fer, lorsqu'il est allié au palladium, tend à diminuer sa pesanteur spécifique et il le rend cassant. L'arsenic augmente sa fusibilité et ajoute beaucoup à sa propriété d'être cassant *.

* Chenevix's Inquiries, concerning the nature of a metallic substance called palladium, Phil. Trans. 1803. — Wollaston's Paper on a new metal found in crude platina, *ibid.* 1804. — On the discovery of palladium, *ibid.* 1805.

un creuset de platine, de la limaille de palladium avec de la potasse caustique, et un peu de nitrate de potasse. L'oxide est d'un brun châtain, et il se dissout facilement dans l'acide hydrochlorique. Il se compose, suivant les expériences de Berzelius, de

Palladium.....	100
Oxigène.....	14,209

Vauquelin trouva que cet oxide, lorsqu'il est réduit à l'état métallique, en le chauffant au rouge, perd les 0,05 de son poids; mais il n'est pas certain qu'il eût été préalablement dépouillé de toute son eau. En supposant que cet oxide est formé de 1 atôme de palladium et de 1 atôme oxigène; et qu'il consiste en 100 palladium + 14,285 oxigène, le poids d'un atôme de palladium sera 7, et celui de l'oxide de palladium 8.

III. On ne connaît point encore de *chlorure*, *iodure*, et *fluorure* de potassium.

IV. Il n'est pas probable que le palladium se combine avec l'azote, l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium. Le phosphure de palladium n'a pas été examiné.

Sulfure. V. Le palladium s'unit très-facilement au soufre. Si, lorsqu'il est fortement chauffé, on y ajoute un peu de soufre, il le fait entrer immédiatement en fusion, et le sulfure continue d'être liquide, jusqu'au rouge obscur. Il est plus pâle que le métal pur, et extrêmement cassant. Par la chaleur et par l'exposition à l'air, le soufre se dissipe peu-à-peu, et le métal reste à l'état de pureté.

D'après les expériences de Vauquelin, le sulfure de palladium est un composé de

Palladium.....	100
Soufre.....	24

En considérant comme exacte l'analyse de l'oxide de palladium par Berzelius, 100 palladium doivent se combiner à 28,5 de soufre.

Ses alliages VI. M. Chenevix essaya de former des alliages du palladium avec différens métaux, et il obtint les résultats suivans:

1. Parties égales de palladium et d'or fondus ensemble dans un creuset, formèrent un alliage de couleur grise, dont la dureté était à-peu-près égale à celle du fer forgé. Cet

l'acide hydro-chloro-nitrique étendu, jusqu'à ce qu'elle soit en plus grande partie dissoute. On ajoute de l'hydrochlorate de soude à cette dissolution, et on évapore le tout à une douce chaleur, jusqu'à siccité. On lave à l'alcool le résidu de l'évaporation jusqu'à ce que ce liquide sorte presque incolore de ce lavage. Par ce moyen, on a enlevé, à l'état de combinaison avec l'hydrochlorate de soude, deux oxides métalliques, savoir : les oxides de platine et de palladium. Il reste une substance d'un rouge foncé, qui est l'oxide de rhodium uni à l'hydrochlorate de soude. En la dissolvant dans l'eau, et en évaporant doucement la dissolution, il s'y forme des cristaux rhomboïdaux d'un rouge foncé, dont les angles aigus sont d'environ 75°. Lorsque ces cristaux sont dissous dans l'eau et qu'on plonge dans la liqueur une lame de zinc, il se précipite une poudre noire, qui étant fortement chauffée avec le borate de soude, devient blanche, et acquiert l'éclat métallique. Dans cet état, c'est le rhodium. Le platine brut en contient, d'après l'analyse de Wollaston, environ une partie sur 250 parties.

1. Le rhodium, ainsi obtenu, est blanc, différant très-peu par sa couleur de celle du platine. Sa pesanteur spécifique, suivant M. Lowry, est 10,649. Il est cassant, et il exige pour se fondre une température beaucoup plus élevée que celle nécessaire pour la fusion de tout autre métal, à moins cependant qu'on n'en excepte l'iridium. Vauquelin ne put parvenir à fondre le rhodium dans un charbon, quoique la combustion fût alimentée par un courant de gaz oxigène. Le docteur Wollaston n'a jamais pu réussir à le mettre assez complètement à l'état de fusion pour l'obtenir en une masse solide sans cavités. Sa cassure est grenue, et sa dureté paraît être égale à celle du fer.

Le rhodium a la propriété remarquable d'être insoluble dans tous les acides.

S'oxider

II. Berzelius a reconnu, par ses expériences sur ce métal, qu'il peut se combiner avec l'oxigène en trois proportions. Le *protoxide* est *noir*, le *deutoxide brun* et le *peroxide rouge*.

1. En réduisant le rhodium en poudre, et en le poussant ainsi par une chaleur graduée à vaisseaux ouverts, jusqu'au rouge, le métal se combine lentement avec l'oxigène, et il est converti en protoxide. Sa couleur est noire, sans éclat métallique. Chauffé avec du suif ou du sucre, il est réduit avec

détonation à l'état métallique. Il est insoluble dans les acides. Cet oxide se compose, suivant Berzelius, de

Rhodium.....	100
Oxigène.....	6,71 [1]

2. Le deutoxide de rhodium s'obtient en calcinant du rhodium en poudre avec la potasse caustique et un peu de nitrate de potasse. On enlève la potasse par l'eau, et s'il reste une portion quelconque du métal, il est séparé par lévigation. L'oxide ainsi obtenu est d'une légère couleur puce; il retient entre les 0,15 ou 0,16 de potasse. L'acide sulfurique s'empare de cet alcali, et laisse l'oxide sans l'avoir attaqué. Cet oxide se combine facilement avec les substances alcalines, mais à peine avec les acides. Berzelius a calculé que la composition du deutoxide de rhodium est de

Rhodium.....	100
Oxigène.....	13,42

3. En précipitant la soude hydrochloratée de rhodium par la potasse caustique, il se précipite une poudre rouge, qui est un composé de peroxide de rhodium et d'eau. On le prive de cette eau par la chaleur; et il prend alors une couleur plus foncée. A une température inférieure à celle de la chaleur rouge, il prend feu, abandonne une partie de son oxigène et devient protoxide. Cet oxide a, comme le protoxide, la propriété de se combiner avec les acides, et de former des sels. Quoique Berzelius ne l'ait pas analysé, il le suppose contenir trois fois autant d'oxigène que le protoxide, et en conséquence, il le considère comme étant un composé de

Rhodium.....	100
Oxigène.....	20,13 [2]

Si nous supposons que le protoxide de rhodium est formé de 1 atôme de rhodium + 1 atôme oxigène, et qu'il consiste dans 100 de rhodium, et 6,66 oxigène, ce qui se rapproche assez du calcul de Berzelius, alors le poids d'un atôme de rhodium sera 15.

---

[1] Cette proportion est déduite de la composition supposée de l'hydrochlorate de rhodium.

[2] Annals of Philosophy. III, 252.

III. Le rhodium n'a été jusqu'à présent, que faitement examiné pour que nous puissions ann peuvent être les composés qu'il forme avec les aut de combustion.

IV. Le rhodium s'unit facilement au soufre q le palladium, le rend fusible. Il en est de même nic. On en dégage ensuite, par la chaleur, le sou senic; mais le bouton métallique qu'on obtient ne malléable.

V. Les expériences faites par le docteur W l'alliage du rhodium avec les autres métaux, ofl sultats suivans :

Il s'unit facilement avec tous les métaux q excepté avec le mercure. Il forme, avec l'or ou alliages très-malléables, qui ne sont point oxid grand degré de chaleur, mais qui, lorsqu'ils sont tr refroidis, forment une espèce d'incrustation d'o

Lorsqu'on mêle une partie de rhodium avec ties d'or, quoique l'alliage prenne au chalume arrondie, il semble être cependant plutôt à l'éta qu'à celui de fusion complète.

Six parties d'or et une partie de rhodium composé d'une fusibilité parfaite, mais qui exige chaleur plus considérable que l'or fin. La circ laquelle le rhodium présente la différence la pl d'avec le platine, est la couleur de cet alliage; ca sonne qui ne serait pas assez exercée pour d différentes qualités de l'or, le prendrait pour de dis, au contraire, que la couleur d'un alliage a proportion de platine diffère très-peu de dernier métal. Ce fut le docteur Lewis qui premier que la couleur d'un alliage de cinq pa d'une partie de platine est tellement affaiblie pâle, qu'on peut à peine juger à l'œil que le co tient de l'or *.

« Je trouvai que le palladium a comme le propriété de détruire la couleur d'une grande q La couleur d'un alliage de six parties d'or et de platine est presque blanche.

* Lewis's Phil. Com. P. 526.

» Lorsque j'essayai de dissoudre un alliage d'argent ou d'or et de rhodium, le rhodium restait inattaquable par les acides nitrique ou hydro-chloro-nitrique. Ce métal était également insoluble lorsqu'il avait été fondu avec l'arsenic ou le soufre, ou qu'il avait été simplement chauffé seul. Mais en fondant une partie de rhodium avec trois parties de bismuth, de cuivre ou de plomb, chacun de ces alliages pouvait se dissoudre complètement dans un mélange de deux parties, en mesure, d'acide hydrochlorique et d'une partie d'acide nitrique. Avec les deux premiers métaux, la proportion des acides, relativement à chacun d'eux, ne semblait pas être aussi essentielle qu'à l'égard du plomb; mais ce dernier métal paraissait présenter l'avantage d'être le plus facilement séparé de l'alliage, lorsqu'il était réduit par l'évaporation en un hydrochlorate insoluble. L'hydrochlorate de rhodium avait alors la même couleur et les mêmes propriétés que lorsqu'il est formé par l'oxide jaune précipité de la dissolution dans l'eau de l'hydrochlorate de soude et de rhodium * ».

SECTION V.

De l'Iridium.

Histoire. Ce métal fut découvert, en 1803, par M. Smithson-Tennant; mais avant qu'il eût communiqué les résultats de ses expériences, il avait paru dans les Annales de Chimie une dissertation de Descotils, sur le même sujet, qui devint ensuite l'objet de recherches plus étendues de Vauquelin et Fourcroy.

Lorsqu'on dissout à une chaleur modérée le platine brut dans l'acide hydro-chloro-nitrique, et spécialement dans cet acide étendu, il reste une poudre noire brillante, en petites écailles, que les chimistes avaient prise par erreur, antérieurement à la découverte, pour de la plombagine. M. Tennant ayant examiné ces écailles, il trouva que leur pesanteur spécifique était de 10,7, et qu'elles consistaient en deux métaux inconnus unis ensemble. Il appela le premier de

* Dr. Wollaston's Paper, Phil. Trans. 1804.

ces métaux *iridium*, à cause de la variété des co
communique à ses dissolutions; et il donna à l'a
d'*osmium*, parce qu'il exhale, lorsqu'on l'obtient
piquante et particulière, qui sert à en faire di
oxides, et qui est une de ses propriétés les plus
tiques.

Le docteur Wollaston reconnut dans le plati
autre substance qui ressemblait beaucoup en ap
grains de platine, mais qui en différait entièrem
propriétés. Elle consiste en grains blancs appla
distinctement foliés. Ces grains ne sont solubles
acide. Leur pesanteur spécifique est au-moins d
plus grande par conséquent que celle de tout au
puisque cette pesanteur des grains de platine, d'ap
que ce chimiste en avait faits avec beaucoup d
n'excédait pas 17,5. Ces grains métalliques sont
platine lorsque ce métal est dissous dans l'acide hy
nitrique. Le docteur Wollaston s'est assuré d
un composé d'iridium et d'osmium. Ils sont donc
nature que la poudre noire examinée par M. Te

Pour séparer les deux métaux l'un de l'autre, o
fer au rouge, dans un creuset d'argent, la poudre
son poids égal de potasse; et on la tient pend
temps dans cet état. En dissolvant alors la potass
on obtient une liqueur d'un orangé foncé. On ma
digestion dans l'acide hydrochlorique la portion d
qui est restée sans se dissoudre. Cet acide pr
une couleur bleue qui passe au vert olive, et d
rouge foncé. On traite ainsi alternativement pa
et l'acide hydrochlorique, chaque résidu de
résiste à l'action de ces agens, jusqu'à ce qu'on s
à la dissoudre en totalité. On obtient par ce pr
dissolutions, l'une alcaline et l'autre acide. La
alcaline, de couleur orangé foncé, contient pri
la potasse unie à l'oxide d'osmium, et la dissol
de couleur rouge foncé, consiste principalemen
l'union de l'acide hydrochlorique et de l'oxide d'

I. En évaporant à siccité cette dernière dis
dissolvant le résidu dans l'eau et évaporant de n
obtient des cristaux de forme octaèdre, qui, d
l'eau, donnent une liqueur d'un rouge foncé, de

précipite l'iridium en une poudre noire, en y plongeant une plaque de zinc, de fer, ou même de tout autre métal, excepté l'or et le platine. Cette poudre noire devient blanche par la chaleur, et acquiert l'éclat métallique. Dans cet état, c'est l'iridium pur. On peut également obtenir ce métal en exposant les cristaux octaèdres à une chaleur assez forte pour en chasser l'oxigène et l'acide hydrochlorique.

Propriétés. L'iridium a l'apparence du platine, et semble résister à l'action de la chaleur au-moins aussi fortement que ce métal; car ni les chimistes français, ni M. Tennant n'ont pu parvenir à le fondre. Vauquelin a réussi, en dernier lieu, à en fondre un peu, et il a trouvé qu'il jouit d'un certain degré de ductilité [1]. M. Children, qui est parvenu à fondre l'iridium en le soumettant à l'action de son immense appareil galvanique, a reconnu que sa pesanteur spécifique est 18,68 [2]. Comme le globule était poreux, il est évident que cette détermination de pesanteur spécifique, était de beaucoup au dessous de celle réelle.

Ce métal est inattaquable par tous les acides, même par l'acide hydro-chloro-nitrique qui n'a qu'une très-faible action sur lui, puisque 300 parties de cet acide suffisent à peine pour dissoudre une partie d'iridium [3].

Oxides. II. L'iridium est, ainsi que tous les autres métaux, susceptible de s'unir à l'oxigène; mais il semble que son affinité pour ce principe est très-faible. Les phénomènes de sa dissolution dans l'acide hydrochlorique indiquent qu'il peut se combiner avec l'oxigène, au-moins dans deux proportions différentes, et former ainsi deux oxides. La première dissolution dans l'acide hydrochlorique est d'un bleu foncé; dans cet état, il semble être uni au minimum d'oxigène. En étendant d'eau cette dissolution de couleur bleue, elle devient verte. Si on la laisse exposée à l'air, ou qu'on y ajoute de l'acide nitrique, elle devient d'un rouge obscur. Dans cet état, le métal paraît être combiné avec l'oxigène au maximum.

La plupart des métaux détruisent la couleur de ces dissolutions en privant l'iridium de son oxigène et en le précipitant à l'état métallique. L'infusion de noix de galles, et le

---

[1] Ann. de Chim. LXXXIX, 240.
[2] Phil. Trans. 1815, p. 370.
[3] Fourcroy et Vauquelin, *Ann. de Chim.* L., 22.

ferrocyanate de potasse les décolorent également produire aucun précipité. Les alcalis précipitent l' dium, mais ils en retiennent une portion en disso

Nous ne connaissons ni la composition, ni le noi oxides; et il n'a point été fait d'expériences sur lc que ce métal peut former avec le chlore, l'iode o

III. Il est probable qu'il ne se combine point a l'hydrogène, le carbone, le bore ou le silicium. S son avec le phosphore n'a pas été examinée.

Vauquelin forma un sulfure d'iridium en chauf lange d'hydrochlorate ammoniaco d'iridium et de sulfure formé était une poudre noire, consistant

Iridium	100
Soufre	3,3

En supposant ce sulfure formé de 1 atôm et de 1 atôme de soufre, il s'en suivra que le poids d'iridium est 6.

IV. Les expériences que fit M. Tennant pour alliages de l'iridium avec les autres métaux, rent les résultats suivans :

Il ne put le combiner avec l'arsenic. Le plo facilement; mais on l'en sépare par coupellation, reste sur la coupelle sous l'apparence d'une p grossière. Le cuivre forme avec l'iridium un malléable qui, traité à la coupelle avec une additio laisse une petite portion de l'iridium, mais beau dre que dans le cas précédent. Avec l'argent, l'iri un composé qui reste parfaitement malléable. L'i peut être séparé par la coupellation; mais il don face du bouton une teinte foncée et terne. Il ne p être parfaitement combiné avec l'argent, mais se séminé à travers sa substance à l'état d'une poud allié avec l'iridium n'en peut être désuni par la ni par quartation avec l'argent. Ce composé étai et différait peu par sa couleur de l'or pur, quoi portion de l'alliage fût très-considérable. En dis ou l'argent, l'iridium reste sous la forme d'

* Ann. de Chim. LXXXIX, 236.

mère [1]. Vauquelin a aussi récemment réussi à former des alliages de l'osmium avec le plomb, le cuivre et l'étain. Tous ces alliages étaient malléables, et la dureté des différens métaux était beaucoup augmentée par l'addition de l'osmium [2].

Ainsi se termine la description du second genre des combustibles simples. Ce genre comprend vingt-neuf substances, qui toutes sont des métaux : quoique les dix premiers aient une tendance telle à s'unir à l'oxygène, qu'il est difficile de les maintenir à l'état métallique; à-la-vérité cependant, les terres proprement dites n'ont point encore été mises à l'état de métaux.

Le poids d'un atôme de chacune de ces substances, tel qu'il a été déduit des combinaisons dont elles sont parties constituantes, est ainsi qu'il suit, savoir :

Poids d'un atôme de chacun des corps

Potassium.....	5	Cerium	5,75
Sodium	3	Urane	15,625
Calcium.....	2,625	Zinc.....	4,125
Barium.....	8,75	Plomb	13
Strontium	5,5	Etain.....	7,375
Magnesium	1,5	Cuivre.....	8
Yttrium	4	Bismuth.....	8,875
Glucinium	2,25	Mercure.....	25
Aluminium	1,125	Argent.....	13,75
Zirconium.....	4,625 ?	Or.....	24,875
Thorinium.....	»	Platine.....	22,625
Fer	3,5	Palladium.....	7
Nickel.....	3,375	Rhodium.....	15
Cobalt.....	3,625	Iridium	6
Manganèse.....	3,5		

Mais les poids des atômes des cinq derniers métaux

---

[1] M. Tennant's Paper on two metals found in the powder remaining after the solution of platina. Philosoph. Transactions. 1804. Descotils ne put réussir à obtenir l'iridium à l'état isolé; mais il reconnut que la couleur rouge que prennent quelquefois les précipités du platine, est due à la présence de l'iridium. Ann. de Chim. XLVIII. 163. Fourcroy et Vauquelin ont confondu ensemble les propriétés de l'osmium et de l'iridium, attribuant celles de l'un et de l'autre à un métal auquel ils donnèrent le nom de *ptene*. Ann. de Chim. XLIX, 177 et L, 5.

[2] Ann. de Chim., LXXXIX, 237.

doivent être considérés comme n'étant encore
tement connus, parce que les sels que forment
sont d'une nature si particulière, que jusqu'à-p
pas été possible d'en faire assez exactement l
déterminer les nombres équivalents pour les ox

La couleur, la pesanteur spécifique, la dure
lité et la ténacité des différens métaux qui ap
ce genre, sont indiqués dans le tableau suivant
a été possible de reconnaître, pour chacun d'e
priétés.

MÉTAUX.	Couleur.	Dureté.	Pesanteur spécifique.	Terme de fu	
				Centi-grades.	We wo
Potassium	Blanc.	4	0, 865o7	58°	-
Sodium	Blanc.	4	0, 97223	90°	-
Calcium	Blanc.	—	—	—	-
Barium	Blanc.	—	—	—	-
Strontium	Blanc.	—	—	—	-
Magnesium	Blanc.	—	—	—	-
Yttrium	Gris.	—	—	—	-
Glucinium	Gris.	—	—	—	-
Aluminium	Gris.	—	—	—	-
Zirconium	Blanc.	—	—	—	-
Thorinium	—	—	—	—	-
Fer	Gris.	9	7,8	—	158
Nickel	Blanc.	8,5	8,82	—	160
Cobalt	Gris.	6	8,7	—	130
Manganèse	Gris.	8	8,013	—	160
Cérium	Blanc.	—	—	—	-
Urane	Gris.	8	9	—	170
Zinc	Blanc.	6,5	7, 1908	360°	-
Bismuth	Rougeâtre. Blanc.	7	9, 822	247	-
Etain	Blanc.	6	7, 299	288	-
Plomb	Bleu.	5,5	11, 352	322	-
Cuivre	Rouge.	7,5	8, 895	—	2
Mercure	Blanc.	o	13, 568	4	-
Argent	Blanc.	7	10, 510	—	2
Or	Jaune.	6,5	19, 361	—	3
Platine	Blanc.	8	21, 5313	—	170
Palladium	Blanc.	9	12, 148	—	170
Rhodium	Blanc.	9	10, 649	—	180
Iridium	Blanc.	9	18,68+	—	180

3. On a également dressé, des différentes

que ces métaux peuvent former avec l'oxigène, la table qui suit. Les oxides distingués ainsi *, sont ceux qui se combinent le plus facilement avec les acides, en formant des sels neutres. L'oxigène est la quantité en poids de ce principe qui s'unit à 100 du métal.

Oxides.

MÉTAUX.	Oxides.	COULEUR.	OXIGÈNE.	Poids d'un atome d'oxide.
Potassium	1*	Blanc.	20	6
	2?	Jaune.	60	8
Sodium	1*	Blanc.	33,3	4
	2?	Jaune.	50	9
Calcium	1*	Blanc.	38,39	3,625
Barium	1*	Blanc.	11,42	9,75
	2			
Strontium	1*	Blanc.	18,18	6,5
Magnésium	1*	Blanc.	66,6	2,5
Yttrium	1*	Blanc.	25	5
Glucinium.	1*	Blanc.	44,4	3,25
Aluminium	1*	Blanc.	88,8	2,125
Zirconium	1*	Blanc.	23,78?	5,625?
Fer	1*	Noir.	28,75	4,5
	2	Rouge.	43,12	10
Nickel	1*	Gris.	29,63	4,375
	2	Noir.	44,445	9,75
Cobalt	1*	Bleu.	27,58	4,625
	2	Noir.	36,77	10,25
Manganèse	1*	Vert.	28,75	4,5
	2	Noir.	57,5	5,5
Cérium	1	Blanc.	17,39	6,75
	2	Rougeâtre. Brun.	26,04	14,5
Urane	1*	Grisâtre. Noir.	6,4	16,625
	2	Jaune.	9,6	34,25
Zinc	1*	Blanc.	24,24	4,125
Bismuth	1*	Jaune.	11,2672	9,875
Plomb	1*	Jaune.	7,692	14
	2	Rouge.	11,538	29
	3	Brun.	15,384	15
Etain	1*	Noir.	13,55	8,375
	2	Jaune.	27,1	9,375

MÉTAUX.	Oxides.	COULEUR.	OXIGÈ
Cuivre	1	Rouge.	12,5
	2*	Noir.	25
Mercure	1*	Noir.	4
	2*	Rouge.	8
Argent	1*	Olive.	7,27
Or	1	Vert.	4,02
	2*	Rougeâtre. Brun.	12,06
Platine	1	Noir.	4,41
	2*	Brun.	13,25
Palladium	1*	Brun.	14,28
Rhodium	1*	Noir.	6,66
	2?	Brun.	13,33
Iridium	3*	Rouge.	20

Ces oxides s'élèvent au nombre de 46; mais plus de 28 ou 29 qui aient la propriété de acides et de former des sels neutres.

4. Les chlorures de ces métaux n'ont été e parfaitement; nous allons présenter ici ce présent on connaît comme tels.

Chlorures.

Métaux.	Chlorures.	Couleur.	Chlore uni à 100 du métal	Poids d'un atome de chlore.
Potassium	1	Blanc.	90	9,5
Sodium	1	Blanc.	150	7,5
Calcium	1	Blanc.	171,42	7,125
Barium	1	Blanc.	51,42	13,25
Strontium	1	Blanc.	69,23	11
Magnesium	1	Blanc.	300	6
Yttrium	1	Blanc.		
Glucinium	1	Blanc.		
Aluminium	1	Blanc.		
Zirconium	1	Blanc.		
Fer	1	Gris.	128,37	8
	2	Brun.	256,74	12,5
Nickel	1	Olive.		
Cobalt	1			
Manganèse	1	OEillet.		
Cérium				
Uranue				
Zinc	1	Blanc.	112,5	8,625
Bismuth	1	Gris.	50,7	13,375
Plomb	1	Blanc.	34,61	17,5
Etain	1	Gris.	61,01	11,875
	2	Liquide.	122,02	16,375
Cuivre	1	Blanc.	56,25	12,5
	2	Jaune.	112,5	17
Mercure	1	Blanc.	18	29,5
	2	Blanc.	36	34
Argent	1	Gris.	32,73	18,25
Platine	1	Vert.	19,88	27,125

Les chlorures de la cinquième famille de métaux n'ont point encore été examinés, à l'exception de celui du platine.

5. Les iodures sont encore moins bien connus jusqu'à présent que les chlorures; nous allons présenter ici la composition de ceux de ces corps qui ont été analysés.

MÉTAUX.	IODURES.	COULEUR.	IODE combiné a 100 du mé
Potassium	1	Blanc.	312,5
Sodium	1	Blanc.	
Calcium	1	Blanc.	
Barium	1	Blanc.	
Strontium	1	Blanc.	
Fer	1	Brun.	
Zinc	1	Blanc.	390,6
Bismuth	1	Orangé.	
Plomb	1	Jaune.	
Etain	1	Orangé.	
Cuivre	1	Brun.	
Mercure	1	Jaune.	62,5
	2	Rouge.	125
Argent	1	Verdâtre. Jaune.	

6. Parmi les combustibles acidifiables, i qui sont susceptibles de s'unir avec la plup qui appartiennent à ce genre; je veux dire l soufre, l'arsenic et le tellure. On a reconnu ne se combinait qu'avec trois métaux seulem

Le fer.
Le nickel.
Le manganèse.

Les phosphures ont été trop peu exami soit possible de rien établir de certain rela composition.

Nous avons formé la table qui suit des sulfures, autant qu'ils sont actuellement connus :

Sulfures.

Métaux.	Sulfures.	Couleur.	Pesanteur spécifique	Soufre uni à 100 du métal.	Poids d'un atôme du sulfure.
Potassium	1	Gris.		40	7
Sodium	1	Gris.		66,6	5
Fer	1	Jaune.	4,518	57,1	5,5
	2	Jaune.	4,83	114,2	7,5
Cobalt	1	Jaune.		55,16	5,625
Manganèse	1	Vert.		28,57?	9 ?
Urane	1	Noirâtre.			
		Brun.			
Zinc	1	Jaune.	4,049	48,84	6,125
Bismuth	1	Bleu.		22,52	10,875
	2	Bleu.		45	12,875
Plomb	1	Blanc.	7,602	15,384	15
	2	Blanc.		30,768	17
Etain	1	Bleu.		27,1	9,375
	2	Jaune.		54,2	11,375
Cuivre	1	Noir.		25	10
Mercure	1	Noir.	8,16	8	27
	2	Rouge.		16	29
Argent	1	Noir.	7,215	14,544	15,75
Or	1	Noir.		24,39	11,25
Platine	1	Gris-bleuâtre.	6,2	19,04	
	2	Bleuâtre-noir.		28,21	
	3	Gris-obscur.	3,5	38,8	
Palladium	1	Blanc.		28,5	9
Rhodium	1	Blanc.			
Iridium	1	Noir.		38,3	8?

Alliages.

7. Presque tous les métaux sont susceptibles de se combiner les uns avec les autres, et de former des alliages dont plusieurs sont de la plus grande utilité pour les arts. On a reconnu dès long-temps cette propriété comme étant particulière aux métaux. Elle est encore à présent l'un des meilleurs indices de la nature métallique d'une substance. La

chimie des alliages est encore bien incon
d'entr'eux n'ont jamais été examinés, et
de presque tous sont encore inconnues. C
trouvé jusqu'à présent de procédé ex
miner les affinités des métaux entr'eux. Le
beaucoup mieux connus des artistes et des
que des chimistes; mais un travail suivi
dans l'état actuel des connaissances chimique
essentiellement, sans doute, au perfectionn
ques-unes des branches les plus importante
humaine.

La fragilité et la malléabilité de ces alli
qualités les plus essentielles sous le rapport
dans les arts, de même que le changement
éprouvent pendant la combinaison qui les for
priété la plus importante pour les chimiste

On a formé les trois tables suivantes de
autant qu'il a été possible de les bien recon
les alliages métalliques. La première comp
des métaux malléables entr'eux; la seconde
métaux cassans; et la troisième, les alliages
léables avec les métaux cassans.

Dans ces trois tables, la lettre M sig
C cassant; S, sous-malléable, expression
le métal est malléable dans de certaines
cassant dans d'autres; O indique que le mét
ceptible d'union. On emploie le signe + lo
de l'alliage est plus grand que celui des mét
et le signe — lorsque ce volume du mélan
Le premier indique qu'il y a eu expansion d
son, et le second, qu'il y a eu contraction.

TABLE PREMIÈRE. — *Métaux malléables.*

Zinc											
M	Plomb										
M	M+	Étain									
O	O	C	Nickel								
S	C+	M	M	Fer							
S—	C+	C—	C	S	Cuivre						
					M	Iridium					
C	C	C		S			Potassium				
C	C	C						Sodium			
	C	C+		C	S—		C		Palladium		
C	C	C	O	C	C		C	C	C	Mercure	
C—	C—	C—	O	M	M+	M			M—	C—	Argent
C	S—	S—		M—	M—	M			M+	C	M+	Platine
C—	C+	S—	M+	M+	M+	M			M	C	M+	M+	Or

TABLE II. — *Métaux cassans.*

Titane										
	Tungstène									
		Chrome								
			Urane							
				Molybdène						
	C			C	Manganèse					
				C		Cobalt				
				C		C	Arsenic			
								Tellure		
		C		C	O		C		Antimoine	
		C		S	O	O	C		C	Bismuth

TABLE III.

	Bismuth.	Antimoine.	Arsenic.	Cobalt.
Or.	C—	C—	C	C—
Platine.	C	C	C	
Argent.	C—	C—	C	C
Mercure.	C	C	C	O
Palladium.	C—		C	
Rhodium.			O	
Potassium.	C	C	C	
Sodium.	C	C	C	
Cuivre.	C—	C—	M	
Fer.	C+	C+	C	C
Nickel.	C		C+	C
Etain.	M	M+	C	
Plomb.	M—	M—	C	C
Zinc.	O	C+	C	O

GENRE III. — *Combustibles intermédiaires.*

Les substances qui appartiennent à ce genre peuvent être considérées comme intermédiaires entre les premier et second genres. Elles diffèrent des substances du second genre, en ce qu'elles forment avec l'oxigène des composés qui ne neutralisent pas des acides; et des substances du premier genre, en ce qu'elles n'entrent dans aucune des combinaisons gazeuses. Ces substances se rapportent aux corps du premier genre, parce que leurs oxides ont les propriétés acides. Elles s'accordent avec les corps du second genre, en ce que ces acides ne se dissolvent qu'imparfaitement dans l'eau, et qu'ils ont peu d'action sur les matières animales et végétales.

Les substances qui forment ce troisième genre, sont les six métaux, savoir :

1 Antimoine.
2 Chrone.
3 Molybdène.
4 Tungstène.
5 Columbium.
6 Titane.

SECTION I.

De l'Antimoine.

Histoire.

LES anciens avaient eu connaissance d'un oxide d'antimoine auquel ils avaient donné les noms de στιμμι et de *stibium*. Pline [1] nous apprend qu'on le rencontrait dans de la mine d'argent; et nous savons à présent, en effet, qu'il y a des mines d'argent qui en contiennent [2]. On employait le *stibium* comme topique dans les maladies des yeux, et Pline nous donne une méthode pour le préparer [3]. Il est probable que les anciens connurent aussi, sous les mêmes noms, et même dès avant le huitième siècle, un minéral d'un gris bleuâtre foncé avec éclat métallique. Ce minéral est composé du métal que nous appelons aujourd'hui *antimoine*, et de soufre : mais depuis Basile Valentin jusqu'à ces derniers temps, on ne le connaissait que sous la dénomination d'*an-*

[1] Plin. Lib. XXXIII, cap. 6.
[2] Kirwan's Miner. II, 110.
[3] Plin. Lib. XXXIII, cap. 6.

timoine. Le métal lui-même, après qu'il eut s'appelait *régule d'antimoine.* Les femmes d Grèce faisaient usage de ce minéral pour leurs sourcils [1]. Mais il ne paraît pas que l considéré cette substance comme contenan qu'ils aient connu notre antimoine dans son é Nous ignorons par qui il fut d'abord extrait c'est Basile Valentin qui le premier en décr C'est par son ouvrage publié vers la fin du c ayant pour titre : *currus triumphalis antime* travaux de toute espèce des alchimistes sur que nous avons eu connaissance de la plu priétés.

Aucun métal, pas même le mercure ni l'attention des médecins comme l'antimoine. tr'eux le prônaient comme un spécifique toutes les maladies ; tandis que d'autres le d un poison des plus violens qu'il importait de des médicamens. Lémery est le premier cl la fin du dix-septième siècle, ait parlé rais propriétés de ce métal, que Mender examin blia, en 1788, la première analyse exacte de ses mines [2]. Mais le nombre des écrivain étude particulière de ce métal est si grand même en vain de présenter une liste de leurs Berthollet, Thénard, Proust et Berzelius s modernes qui ont répandu le plus de lumiè priétés [4].

---

[1] 2 Kings. IX, 30 et Exek. XXIII, 40.

[2] M. Roux, à-la-vérité, ayant fait, sur la dema de Caylus, l'analyse d'un miroir ancien, le trou cuivre, de plomb et d'antimoine ; mais on ne pe que les anciens avaient eu connaissance de ce derni qu'il serait prouvé que le miroir analysé était bie leurs miroirs, ce qui paraît extrêmement douteux

[3] Analysis Antimonii physico-chim. rationalis.

[4] Le terme *alcool*, qu'on emploie encore aujo fut d'abord appliqué à ce minéral, si l'on en croi Thallinus : « *Hispanicis mulierculis, ejus usus in dine concilianda fuit usitatissimus ; pulverem aut (quæ vox etiam adhuc in Hermeticorum labora antimonium crudum, et nondum contusum piedra*

Propriétés. I. L'antimoine est un métal d'un blanc grisâtre avec grand éclat. Sa texture lamelleuse est composée de plaques qui se croisent dans tous les sens, et qui ont quelquefois l'apparence de cristaux imparfaits. C'est avec beaucoup de peine que M. Haüy est parvenu à déterminer la forme primitive de ces cristaux, qui est un octaèdre, et à reconnaître que celle de sa molécule intégrante est un tétraèdre [1].

1. L'antimoine a une saveur et une odeur très-sensibles, et qu'on reconnaît particulièrement lorsqu'on en a tenu et frotté pendant quelque temps des morceaux entre les doigts.

2. Sa dureté est à-peu-près la même que celle de l'or. Sa pésanteur spécifique est de 6,702 suivant Brisson, de 6,86 d'après Bergman, et de 6,712 selon Hatchett [2].

3. Il est très-cassant, et peut être facilement réduit en poudre fine dans un mortier. Une verge de 2 millimètres de diamètre peut, d'après les expériences de Muschenbroeck, soutenir un poids d'environ 5 kilogrammes.

4. L'antimoine fond à 432° centig., ou lorsqu'il est chauffé au rouge [3]. Si alors la chaleur est continuée, il s'élève en vapeurs. Il prend, en refroidissant, la forme de cristaux oblongs, perpendiculaires à la surface intérieure du vaisseau dans lequel il refroidit. C'est à ce mode de cristallisation qu'est due la structure lamelleuse que l'antimoine prend toujours.

S'oxide. II. Il n'éprouve d'autre altération à l'air que la perte de son éclat métallique. L'eau n'a point d'action sur lui à froid; mais lorsqu'on fait passer un courant de vapeur de ce liquide sur le métal rouge de feu, elle est si rapidement décomposée qu'il en résulte une détonation violente [4].

Lorsqu'on chauffe l'antimoine avec le contact de l'air, il se combine peu-à peu avec l'oxigène, et s'élève en une fumée blanche. Cette vapeur recueillie est l'oxide blanc, qu'on appelait autrefois *fleurs argentines d'antimoine*. Si

---

runt ». Il était connu des alchimistes sous un grand nombre de dénominations absurdes: telles que *Othia*, *alkofol*, *alkosol*, *aries*, *Saturnus philosophorum*, *magnesia Saturni*, *filius et nothus Saturni*.

[1] Journal des Mines. An V, p. 601.

[2] Sur les alliages de l'or. P. 68.

[3] Mortimer; Phil. Trans. 1747. Vol. XLIV, p. 672.

[4] Lavoisier et Meusnier, *Mém. Par.* 1781, p. 274.

lorsque l'antimoine est chauffé au blanc, o
ment, il brûle et se convertit en ce même c

Il a été fait beaucoup de recherches im
oxides d'antimoine, par Thénard [1], Proust
Berzelius [3]. Suivant Thénard, ce métal ne f
de six oxides; Proust et Bucholz, dont les e
cordent avec celles de Proust, ne lui en a
deux, tandis que Berzelius l'établit comme
quatre oxides. Le protoxide de Berzelius s'
position de l'antimoine à l'air, ou en le soum
galvanique. C'était une poudre grise; en
l'acide hydrochlorique, elle se séparait en a
lique, et dans le protoxide de Proust; d'où
qu'il n'est qu'un mélange des deux. On for
deux oxides de Proust, qui se distinguent pa
spécifiques. Suivant Berzelius, le second de
des propriétés acides. Le peroxide de Be
également avec facilité, quoiqu'il ne soit
priver d'eau : il jouit aussi des propriétés ac
naissons donc trois oxides d'antimoine. Le
gris, l'acide antimonieux est *blanc*, et l
nique est *jaune paille.*

1. On obtient le protoxide d'antimoine e
métal dans l'acide hydrochlorique, et en ét
dissolution. Il se forme un précipité blanc,
toxide d'antimoine combiné avec un peu d'a
rique [4]. On lave ce précipité dans l'eau; on
pendant quelque temps, dans une dissolutio
de potasse; on le lave bien de nouveau, et
sur un filtre [5].

Le protoxide ainsi obtenu est d'un blanc
métallique. Il fond à une chaleur médiocre, e
pendant long-temps en fusion dans une corn

---

[1] Ann. de Chim. XXXII, 259.
[2] Journal de Phys. LV, 328.
[3] Nicholson's Journ. XXXIV, 244, 313; et XXX
of Philosophy. III, 248.
[4] On appelait autrefois cette poudre blanche *po*
du nom de Victor Algaroth, médecin de Vérone,
le premier de l'hydrochlorate d'antimoine.
[5] Proust, Jour. de Phys. LV, 328.

prismatiques blancs, ayant l'éclat de l'argent. En le fondant avec un quart d'antimoine, le tout est converti en protoxide*. Ce deutoxide se combine avec les bases, et forme ainsi des sels auxquels on a donné le nom *d'antimonites*.

Le deutoxide d'antimoine est formé, suivant Proust, de

Antimoine.....	100
Oxigène.....	29,87

Berzelius en établit les parties constituantes à

Antimoine.....	100
Oxigène.....	24,8

Puisque ce deutoxide se convertit en protoxide lorsqu'il est fondu avec les 0,25 de son poids d'antimoine, expérience qui a été confirmée par Berzelius, il est évident que l'oxigène dans cet oxide est à l'oxigène dans le protoxide comme 4 est à 3; d'où il suit, que si la composition du protoxide, telle que je l'ai déduite de mes expériences, est exacte, l'acide antimonieux doit être formé de

Antimoine.....	100
Oxigène.....	23,7

Acide antimonique.

3. On produit l'acide antimonique, ou le peroxide d'antimoine, en exposant pendant une heure dans un creuset d'argent à une chaleur tout aussi intense que ce creuset peut la supporter, un mélange d'antimoine en poudre, avec six fois son poids de nitrate de potasse. On sépare la potasse et le nitrate de potasse par des lavages à l'eau. On fait ensuite digérer pendant long-temps dans l'acide hydrochlorique la poudre blanche qui reste après ce lavage, pour la dépouiller entièrement de la potasse qui y est retenue. On la fait alors sécher, et on la soumet à une chaleur assez forte pour en chasser l'eau qui pourrait encore être restée à l'état d'union avec l'oxide. C'est alors une poudre de couleur de paille, et c'est ainsi que Berzelius la considéra comme étant l'acide antimonique pur. On l'obtient aussi en faisant digérer l'antimoine dans les acides nitrique ou hydro-chloro-nitrique, et en séchant la poudre blanche qui reste à une température suffisante pour enlever l'eau sans dégager d'oxigène. Cet oxide se dissout dans l'eau; mais il rougit les cou-

* Proust, *Journ. de Phys.* LV, 328.

leurs bleues végétales; il ne paraît pas être
se combiner avec les acides. Etant chauffé à
dégage de l'oxigène, et il est converti en aci
Berzelius, qui ne put réussir à l'analyser, c
logie, qu'il contient deux fois autant d'oxigèn
dans le protoxide, ou qu'il est composé, d'ap
du sulfure, de

Antimoine.....	100
Oxigène.....	37

et d'après la mienne, cette composition est

Antimoine.....	100
Oxigène.....	35,5

Nous ne connaissons pas encore d'une manièr
la composition des oxides d'antimoine, pour
quelque exactitude le poids d'un atôme de
on peut avec raison conclure que le sulfure d
l'on a déduit la composition du protoxide, est f
du métal, et de 1 atôme de soufre. Dans ce
le poids d'un atôme d'antimoine serait 5,625

Le protoxide d'antimoine est soluble dans
forme des sels, dont quelques-uns (*le tarr*
exemple) sont à-peu-près neutres; mais le
peroxide d'antimoine ont les caractères acid
moine pouvait être aussi bien placé dans le ge
que dans celui-ci. J'ai été porté à le comp
genre dont nous nous occupons, parce que
qui est la combinaison la plus intime de ce m
gène, possède les propriétés acides.

III. Il y a une grande affinité entre l'
chlore. Lorsqu'on l'introduit dans cette substa
gaz, il prend feu et se convertit en un *chlorur*
On obtient plus aisément ce chlorure par la
mélange de deux parties de perchlorure
d'une partie d'antimoine. Il passe une masse
blanc grisâtre souvent cristallisé en prismes t
substance était autrefois distinguée par le
d'antimoine. Ce chlorure fond à une chaleu
est très-volatil, et se décompose lorsqu'il
l'eau. Il se forme alors de l'oxide blanc d'a

l'acide hydrochlorique. D'après l'analyse de John Davy [1], le chlorure d'antimoine consiste en

Antimoine....	54,88....	100....	5,472
Chlore.....	45,12....	82,22...	4,5

Il est donc évident que le chlorure d'antimoine est formé de 1 atôme d'antimoine, et de 1 atôme de chlore. Cette analyse sert alors à confirmer la détermination du poids d'un atôme d'antimoine.

Iodure. IV. On produit sans difficulté l'union de l'antimoine et de l'iode à l'aide de la chaleur. L'iodure d'antimoine est d'un rouge foncé. En le mettant en digestion dans l'eau, il est entièrement décomposé et converti en acide hydriodique, et en oxide d'antimoine. Cet iodure n'a pas été analysé; mais il est probablement formé de 1 atôme antimoine, + 1 atôme iode, ou en poids de

Antimoine.....	5,625
Iode.....	15,625

V. On ne connaît pas l'action du fluor sur l'antimoine. Ce métal ne se combine ni avec l'azote, ni avec l'hydrogène. Nous ne connaissons aucun composé qu'il forme avec le carbone, le bore, ou le silicium.

Phosphure. VI. En fondant ensemble, dans un creuset, un mélange de parties égales d'antimoine et de verre phosphorique avec un peu de charbon en poudre, on obtient une substance blanche, fragile, de cassure lamelleuse, qui présente un grand nombre de petites facettes cubiques; c'est le phosphure d'antimoine. Il donne, lorsqu'il est en fusion, une flamme verte, et se sublime sous la forme de fleurs ou oxide blanc d'antimoine. On obtient également ce phosphure en fondant ensemble un mélange, à parties égales, d'antimoine et de verre phosphorique, ou en projettant du phosphore sur de l'antimoine tenu en fusion dans un creuset [2].

Sulfure. VII. On forme le sulfure d'antimoine en fondant dans un creuset un mélange de soufre et d'antimoine. Il est d'un gris bleuâtre, avec un éclat approchant de celui du métal. Il est beaucoup plus fusible que l'antimoine, et on peut l'obtenir cristallisé en le faisant refroidir lentement. On rencontre ce sulfure dans la nature, et il constitue presque la seule mine

[1] Phil. Trans. 1812, p. 189, etc.
[2] Pelletier, *Ann. de Chim.* XIII, 132.

d'antimoine. Il est d'un léger gris de plomb, avec éclat métallique. Sa texture est ordinairement foliée ou rayonnée, et sa pesanteur spécifique est d'environ 4,368.

La composition de ce sulfure a été établie, d'après les expériences les plus exactes qui aient été faites à ce sujet, ainsi qu'il suit, savoir :

	Antimoine.	Soufre.
Wenzel [1]	100	+ 29,870
Proust [2]	100	+ 33,333
Vauquelin [3]	100	+ 33,333
John Davy [4]	100	+ 34,960
Bergman [5]	100	+ 35,035
Thomson [6]	100	+ 35,572
Berzelius [7]	100	+ 37,000

Mon analyse, qui a été faite avec le plus grand soin, se rapprochant de très-près du terme moyen de toutes les autres (celle de Wenzel exceptée), je suis disposé à la considérer comme étant la plus correcte.

Le sulfure est, suivant moi, composé de 1 atôme du métal + 1 atôme soufre, et j'en déduis le poids d'un atôme d'antimoine à 5,625.

VIII. L'antimoine forme avec l'arsenic un alliage très-cassant, très-dur, et très-fusible. Cet alliage consiste, suivant Berzelius, en sept parties d'antimoine et une partie d'arsenic. Alliage avec arsenic.

IX. L'antimoine peut être combiné avec l'or par fusion. Il en résulte un composé jaune cassant. Cette alliage attira singulièrement l'attention des alchimistes, qui affirmaient que l'or augmentait en poids, lorsqu'après avoir été allié à l'antimoine on en séparait ce métal [8]. Avec l'or

L'or mis au titre avec l'antimoine était, dans les expériences de M. Hatchett, d'un pâle obscur, excessivement cassant, d'une cassure cendrée à grain fin serré, semblable à celle de la porcelaine. Sa pesanteur spécifique était de

[1] Annals of Philosophy. IV, 96.
[2] Journ. de Phys. LV, 325.
[3] Ann. du Mus. d'Hist. natur. XVII, 133.
[4] Phil. Trans. 1812, p. 231.
[5] Opusc. III, 167.
[6] Annals of Philosophy. IV, 99.
[7] Nicholson's Journal. XXXIV, 244.
[8] C'est ce qui leur fit donner à cet alliage le nom de *balneum regale*. Il est aisé de voir d'où provint leur erreur. Ils ne parvenaient pas à séparer la totalité de l'antimoine de l'or, qui leur paraissait ainsi avoir augmenté de poids.

16,929. Le volume des deux métaux, avant la fusion, étant 1000, n'était plus après que 987; d'où il suit qu'ils avaient éprouvé, pendant leur union, une contraction considérable. Il ne faut qu'une très-petite proportion d'antimoine pour détruire la ductilité de l'or. L'alliage était encore très-cassant lors même qu'il ne contenait que les 0,0005 d'antimoine. Les fumées de l'antimoine dans le voisinage de l'or en fusion suffisent même pour altérer la ductilité de ce métal [1].

Avec le platine.

X. Le platine se combine aisément avec l'antimoine. A parties égales des deux métaux, l'alliage est cassant et d'une couleur beaucoup plus foncée que celle de l'antimoine; on ne peut plus ensuite en séparer complètement ce métal par la chaleur. Lorsque la proportion de l'antimoine excède, le platine tend à s'en séparer et à se déposer par un refroidissement lent [2].

Avec l'argent.

XI. L'antimoine s'unit à l'argent par fusion. L'alliage est cassant, et sa pesanteur spécifique, ainsi que l'a observé Gellert [3], est plus considérable que le rapport moyen des pesanteurs spécifiques des deux métaux qui le forment.

Avec le mercure.

XII. Pott est le premier qui ait observé que l'antimoine provenant de la réduction de son sulfure par le fer et le carbonate de chaux, s'unissait facilement au mercure par trituration. On forme aussi l'amalgame d'antimoine en versant de l'antimoine en fusion dans du mercure presque bouillant [4]. En mêlant de cette manière trois parties de mercure avec une partie d'antimoine fondu, on obtient un amalgame mou, qui se décompose très-promptement de lui-même [5]. Gellert a également réussi à former cet amalgame [6].

Avec le cuivre.

XIII. Le cuivre se combine avec l'antimoine par fusion. Ces deux métaux forment, par leur union à parties égales, un alliage cassant, d'une belle couleur violette, dont la pesanteur spécifique surpasse celle moyenne des deux métaux séparément [7].

Cet alliage fut appelé par les alchimistes *régule de Vénus*.

Avec le fer.

XIV. L'union de l'antimoine et du fer par fusion, est fa-

---

[1] Hatchett, sur les Alliages de l'or.
[2] Lewis, *Phil. Com.* P. 521.
[3] Metallurgic Chemistry. P. 136.
[4] Lewis, Neuman's Chemistry. P. 131.
[5] Wallerius.
[6] Metallurgic Chemistry. P. 141.
[7] Gellert. P. 136.

cile ; elle forme un alliage blanc, dur, cass
santeur spécifique est moindre que celle m
métaux. La vertu magnétique du fer est b
minuée par son alliage avec l'antimoine, qu
avec le plus grand nombre des autres mét
également former cet alliage en fondant en
creuset, deux parties de sulfure d'antimoine
fer. On appelait autrefois cet alliage *régule*

XV. L'alliage d'antimoine et d'étain est
Sa pesanteur spécifique est moindre que ce
taux pris séparément [2]. On emploie cet a
usages, et particulièrement pour faire les p
la musique [3]. Souvent aussi il constitue p
composition des potiers d'étain.

Thénard a fait connaître une propriété
cet alliage. Lorsque sa dissolution dans l'a
rique est étendue d'eau, les deux métaux so
totalité [4].

XVI. En fondant ensemble l'antimoine et l
portions égales, on a un alliage cassant et p
parties de plomb et une partie d'antimoi
compacte, malléable, et d'une bien plus gr
le plomb. L'alliage de 12 parties de plomb
d'antimoine est très-malléable et beaucoup
plomb ; et enfin, l'alliage ne diffère du pl
dureté, lorsqu'il est formé de 16 parties de
partie d'antimoine [5]. Cet alliage sert à fair
d'imprimerie. Sa ténacité est très-considéra
santeur spécifique plus grande que celle mo
métaux [7].

XVII. L'antimoine forme avec le zinc,
alliage dur, cassant, de couleur d'acier, do
spécifique est moindre que celle des deux m
rément [8].

---

[1] Gellert. P. 136.
[2] *Ibid.*
[3] Fourcroy. VI, 25.
[4] Gmelin, *Ann. de Chim.* VIII, 319.
[5] Muschenbroeck.
[6] Gellert. P. 136.
[7] *Ibid.*
[8] Ann. de Chim. LV, p. 136.

XVIII. Les alliages que l'antimoine forme avec le nickel, le cobalt, le manganèse, le cérium et l'urane ne sont pas connus.

Bismuth. XIX. L'alliage de l'antimoine et du bismuth est cassant.

Potassium. XX. Lorsque l'antimoine est chauffé avec le potassium, ces métaux se combinent avec une grande énergie; l'alliage devient rouge de feu au moment de l'union. Cet alliage est cassant, un peu moins blanc que l'étain, et il n'est pas très-fusible. Il se détruit très-promptement à l'air et en contact avec l'eau [1].

L'antimoine peut s'unir à-peu-près de la même manière avec le sodium. L'alliage a les mêmes propriétés [2].

SECTION II.

Du chrome.

Histoire. Lehman donna, dans une lettre qu'il écrivit à Buffon, en 1766, la première description d'un minéral d'un beau rouge, avec une nuance de jaune, cristallisé en prismes quadrilatères, qui se trouvait dans la mine de Beresof, près d'Ekaterimbourg en Sibérie. Ce minéral, connu sous le nom de *mine de plomb rouge de Sibérie*, était employé en peinture; il est devenu extrêmement rare et cher. Il fut examiné bientôt après par Pallas, qui le considéra comme un composé de plomb, d'arsenic et de soufre. Macquart, qui avait été envoyé, en 1783, en expédition minéralogique dans le nord de l'Europe, en rapporta un certaine quantité à Paris, où il en fit l'analyse conjointement avec Vauquelin, en 1789. Ces chimistes annoncèrent que c'était un composé d'oxide de plomb et de fer. De son côté, Bindheim, de Moscou, assurait y avoir trouvé le plomb, l'acide molybdique et le nickel. C'est cette discordance dans les résultats des analyses, qui porta Vauquelin, déjà maître consommé dans l'art d'analyser les minéraux, à faire, en 1797 [3], de nouvelles recherches sur celui-ci, et il trouva que c'était une combinaison d'oxide de plomb et d'un acide avec une base métallique, qui n'avait point encore été examinée. En chauffant très-

[1] Gay-Lussac et Thénard, *Recherches physico-chimiques*. I, 219.
[2] *Ibid*. P. 244.
[3] Ann. de Chim. XXV, 21 et 194.

fortement cet acide dans un creuset de cl
duisit en un métal auquel il donna le nom c
expériences de Vauquelin ont été répétées
Klaproth [2], Gmelin [3] et Mussin-Puschkin [4]

Richter parvint aussi à réduire le chrom
lique, et à reconnaître quelques-unes de ses
propriétés [5]. Vauquelin a publié un second
chrome, dans lequel il examine les prop
chromique, et décrit plusieurs de ses combi
zelius s'est occupé des recherches de la
oxides de ce métal [7].

La préparation du chrome consiste à ca
quelque temps, dans un creuset, un mélange
du minéral appelé *chromate de fer* réduit en
partie de nitrate de potasse. On fait digérer la
on sépare le liquide, et le résidu est traité av
chlorique. On décante promptement la dissol
résidu, qui est le chromate de fer, non décom
de nouveau avec son poids de nitrate de potass
comme après la première calcination. Lors
complètement décomposée, on réunit les dis
ses qui contiennent l'oxide de chrome, on les
de nitrique et on les fait cristalliser. On dissou
l'eau, et on ajoute à cette liqueur une dissol
de mercure avec aussi peu d'excès d'acide q
forme un précipité rouge, qui consiste dans
que combiné avec le mercure. Après avoir
ment lavé ce précipité, on le fait chauffer da
terre. L'oxide de chrome reste à l'état de
obtenait le métal en soumettant un mélange d'

[1] De χρωμα, à cause de la propriété qu'il a de
nière remarquable d'autres corps.

[2] Crell's Annals. 1788. I, 80. Klaproth examina
rouge par suite de l'analyse de Bindheim. Ses expér
à conclure que l'acide métallique, combiné avec
pas l'acide molybdique, mais celui de quelque n
connu. L'échantillon qu'il avait de ce minéral étan
dérable, il ne lui fut pas possible de pousser plus lo
ce fut dans ces entrefaites que Vauquelin publia se

[3] *Ibid.* 1799. I, 275.

[4] *Ibid.* 1798. I, 355, etc.

[5] Gehlen's Journal. V, 351.

[6] Ann. de Chim. LXX, 70.

[7] Annals of Philosophy. III, 101.

et de charbon à une chaleur intense dans un fourneau de porcelaine. Il trouva que c'était le charbon du sucre dont l'emploi convenait le mieux pour cette préparation.

Propriétés. I. Le chrome est d'un blanc qui tient le milieu entre la couleur de l'étain et de l'acier. Sa pesanteur spécifique n'est que de 5,90. Il est extrêmement cassant et susceptible de prendre un beau poli. Suivant les observations de Richter, ce métal jouit des propriétés magnétiques, mais dans un degré inférieur au fer, au nickel et au cobalt[1]. Richter a reconnu que le chrome ne se dissolvait ni dans l'acide nitrique, ni dans l'acide hydrochlorique, même à la température de l'ébullition; mais l'acide hydro-chloro-nitrique le convertit lentement en hydrochlorate de chrome.

Le chrome exige pour se fondre une température très-élevée; mais on n'en a pas précisément déterminé le degré. Richter parvint à le fondre en petits grains dans un fourneau de porcelaine.

S'oxide. II. Le chrome ne s'altère point à l'air; mais lorsqu'il est chauffé, il se convertit par degré en oxide. On ne s'est point assuré si l'eau lui fait éprouver quelque changement. Le chrome paraît pouvoir se combiner avec l'oxigène en trois proportions différentes, formant ainsi trois oxides, le *vert*, le *brun* et le *jaune*, ou *acide chromique*.

Protoxide. 1. Le protoxide, ou oxide vert de chrome, s'obtient par le procédé que nous avons décrit pour la préparation du métal. On peut le former également en chauffant l'acide chromique en vaisseaux clos; l'oxigène se dégage et l'oxide vert reste. Lorsque cet oxide est précipité de sa dissolution dans les acides, il est d'un gris foncé, et contient de l'eau, dont cependant on le sépare aisément par la chaleur. Il se dissout facilement dans les acides; mais lorsqu'on l'expose à une chaleur, même au-dessous du rouge, il entre en ignition, diminue de volume et devient d'un beau vert clair. Il est alors entièrement insoluble dans les acides; cependant il n'a rien perdu de son poids [2].

Deutoxide. 2. Le deutoxide, ou l'oxide brun, tient le milieu entre l'oxide vert et l'acide chromique. Mussin-Puschkin décrivit le premier cet oxide, qu'il compare à l'oxide brun de fer [3].

[1] Gehlen's Journal. V, 394.
[2] Berzelius; Annals of Philosophy. III, 105.
[3] Crell's Annals. 1798, II, 445.

Il a été depuis plus particulièrement examiı
On peut l'obtenir en dissolvant le protoxid
l'acide nitrique, en évaporant à siccité la
chauffant la masse desséchée jusqu'à ce
haler des vapeurs nitreuses. Il reste un
brillante, qui est à peine soluble dans les
se dissout pas du tout dans les acides. C
chauffée avec l'acide hydrochlorique, il y
chlore et conversion du deutoxide en pro
voit que ce dernier oxide contient moins
deutoxide.

3. L'acide chromique est d'un rouge fo
stiptique et métallique. Il est soluble dans l'
difficilement en petits cristaux d'un rouge
sorbent lentement l'humidité de l'air. Cet aci
en oxide vert par l'acide hydrosulfurique, l'a
protoxide de fer, le protoxide de cuivre
d'étain. Il forme, par sa combinaison ave
bases, des sels appelés *chromates*.

D'après les expériences de Berzelius, il p
position des chromates de plomb et de bar

Chromate de plomb.

Acide chromique. . . .	100. . .
Protoxide de plomb. . .	213,841

Chromate de barite.

Acide chromique. . . .	100 . . .
Barite.	149,066.

On voit, par ces analyses, que le nombre
l'acide chromique est 6,544. On peut donc
reur sensible 6,5 pour ce nombre. Berzeliı
cide chromique contient deux fois autan
l'oxide vert de chrome, et que 31,5 d'acide
sistent en 24,14 d'oxide vert + 7,36 d'o
suit que l'acide chromique est formé de

Chrome. . .	16,78. . .	100 . .
Fer.	14,72. . .	87,72. .
	31,50	

* Annals of Philosophy. III, 102.

On peut conclure des nombres de la dernière colonne, qu'en considérant comme exactes les expériences de Berzelius, l'acide chromique doit être composé de 1 atôme de chrome et de 3 atômes d'oxigène, et le poids d'un atôme de chrôme sera 3,5. Si le protoxide de chrome ne contient que la moitié de l'oxigène dans l'acide chromique, il doit être composé de 2 atômes de chrôme et 3 atômes d'oxigène, et son poids sera 10. La composition du deutoxide est encore inconnue.

Les autres propriétés du chrome n'ont point été examinées.

SECTION III.

Du Molybdène.

Histoire. Le mot grec μολυβδαινα, traduit en latin par *plumbago*, semble avoir été employé par les anciens pour désigner différens oxides de plomb; mais les modernes l'appliquèrent indistinctement à toutes les substances dont les propriétés sont d'être légères, friables, de couleur foncée, douces et grasses au toucher, et de tacher les doigts. Schéele est le premier qui, ayant examiné avec attention ces divers minéraux, trouva qu'on avait confondu ensemble deux substances très-différentes. Il appropria le mot *plumbago* à l'une d'elles, qui est composée de carbone et de fer, et que nous avons déjà décrite; il appela l'autre *molybdène*.

Le molybdène est composé de particules écailleuses, adhérant légèrement les unes aux autres. Sa couleur bleue se rapproche beaucoup de celle du plomb. Par l'analyse qu'en fit Schéele en 1778, il obtint du soufre et une poudre blanchâtre à laquelle il reconnut les propriétés acides, et qu'en conséquence il appela *acide de molybdène*[1]. Bergman présumant, d'après les propriétés de cet acide, que ce devait être un oxide métallique, il engagea Hielm, en 1782, à entreprendre le travail et la suite d'expériences par lesquelles il réussit à obtenir de cet acide le métal auquel il donna le nom de *molybdène*[2].

Les expériences de Schéele, répétées depuis par Pelletier[3],

[1] Schéele. I, 236.

[2] Sciagrafie de Bergman. Trad. angl. p. 19.

[3] Jour. de Phys. 1785. Décembre.

Ilseman[1] et Heyer[2], furent non-seulemen
tous points, mais encore celles faites par
présentèrent beaucoup de faits nouveaux c
aucun doute sur la nature métallique de l'ac
quoiqu'à raison du très-violent degré de ch
fusion du molybdène, ils n'eussent alors pu
quelques parcelles à l'état de métal. Il fut exa
récemment par Hatchett, dont les expérien
un nouveau jour sur sa nature[3]. Nous somm
Bucholz de la dernière et non moins importa
riences sur ce métal réfractaire et ses compo

La méthode la plus simple pour se procur
à l'état de pureté, paraît être celle que Hie
grillait lentement, et à plusieurs reprises, l
une chaleur modérément rouge, jusqu'à ce q
totalité en une poudre fine, qu'il faisait disso
moniaque, après l'avoir tamisée. Il évaporait
dissolution filtrée, et en ajoutant un peu d'a
résidu chauffé à une douce chaleur, il rest
blanche qui est l'oxide pur de molybdène[5].
procura le molybdène par un procédé à-peu-
fit voir qu'on réduit par la chaleur l'oxide à l
sans qu'il soit nécessaire d'ajouter du charb
connut que la chaleur la plus forte qu'il est e
de produire, ne l'est pas assez pour fondre ce r
en un bouton solide. Les chimistes qui l'avaie
leurs recherches sur ce métal, n'y avaient pas

En chauffant à un feu très-violent un mélan
avec de l'huile ou de la poussière de charbon,
l'état métallique.

I. On n'a obtenu jusqu'à présent le molybd
grains, ou en petits morceaux imparfaitement
se brisent facilement par la percussion. Sa co
les observations de Bucholz, semble être le
mais souvent avec une teinte de jaune. Hieln
pesanteur spécifique était de 7,400; mais

[1] Crell's Annals. 1787. I, 407.
[2] Crell's Annals. 1787. II, 27 et 124.
[3] Phil. Trans. 1795, 323.
[4] Gehlen's Journ IV, 398.
[5] Crell's Annals. III, 338. Trad. angl.

les échantillons avaient subi sans doute un degré de chaleur plus violent, et qui par conséquent étaient plus compactes, établit cette pesanteur spécifique à 8,611 *.

Le molybdène est cassant. Il n'est point altéré par l'eau. On n'a pas reconnu d'une manière satisfaisante les effets que peut produire sur ce métal son exposition à l'air.

S'oxide. II. Le molybdène, chauffé avec le contact de l'air, en absorbe peu-à-peu l'oxigène, et se convertit en un oxide blanc qui se volatilise en petits cristaux, aiguillés brillants. Cet oxide, qui a les propriétés acides, est connu sous le nom d'*acide molybdique*.

Les combinaisons du molybdène avec l'oxigène n'ont été qu'imparfaitement examinées. D'après les expériences de Bucholz, il semble être susceptible de former trois oxides très-distincts les uns des autres. Le premier est une poudre sans saveur; mais le second ainsi que le troisième, ont les propriétés acides: Le *protoxide* est *brun*, l'*acide molybdeux* est *bleu*, et l'*acide molybdique blanc*.

Protoxide. 1. Le protoxide ou oxide brun s'obtient en chauffant, à l'air, le sulfure de molybdène jusqu'à ce que le soufre s'en soit séparé en brûlant, et que le métal ait été transformé en acide molybdique. On dissout cet acide dans l'ammoniaque; et après avoir évaporé jusqu'à siccité le molybdate d'ammoniaque, on chauffe au blanc le résidu sec dans un creuset, en l'y recouvrant de poussière de charbon. L'oxide, qu'on trouve au fond du creuset est d'un brun cuivreux avec apparence cristalline. Sa pesanteur spécifique est 5,666. Il ne peut pas former de sels avec les acides.

Acide molybdeux. 2. L'*oxide bleu* ou l'*acide molybdeux* s'obtient en opérant ainsi qu'il suit. On mêle ensemble une partie de molybdène en poudre, et deux parties d'acide molybdique. On triture ce mélange dans un mortier de porcelaine, en le mettant à l'état de bouillie avec de l'eau chaude jusqu'à ce qu'il devienne bleu; on y ajoute alors 8 ou 10 parties d'eau, et on fait bouillir le tout pendant quelques minutes. On filtre la dissolution, et on l'évapore à une température qui n'excède pas 49° centigrades. L'oxide bleu reste à l'état d'une poudre fine. Si le mélange de molybdène et d'acide molybdique n'était pas dissous en totalité, il faut traiter de nouveau le

* Gehlen's Journal. IV, 618.

résidu à l'eau bouillante, aussi souvent q
saire. Cet oxide bleu possède les propriét
les couleurs bleues végétales, il se diss
combine avec les bases salines et forme d
dène semble toujours se transformer en ce
le laisse exposé à l'air, ou en contact avec
lorsqu'étant mêlé avec l'eau, on l'évapore l
bleu paraît être composé d'environ 100 p
34 parties d'oxigène.

3. C'est du molybdène natif que s'obtier
l'oxide blanc ou l'acide molybdique. Après
dant quelque temps le sulfure de molybdèn
soudre le résidu gris de la dissolution dans
verse dans la liqueur de l'acide nitriqu
lybdique se précipite à l'état de pureté [1]. L
est en fines écailles blanches ; mais lorsq
sublimé, il est jaune. Ce fut Schéele qui en e
les propriétés. Il rougit les couleurs bleue
avec moins d'intensité que l'oxide bleu, sui
considère ce dernier comme étant le plus é
acides.

Il résulte des expériences de Berzelius [2]
de plomb consiste en

Acide molybdique.....	100...
Protoxide de plomb.....	155,15.

Ainsi le nombre équivalent pour l'acide m
Bucholz établit la composition de l'acide n
de molybdène, et 49 à 50 oxigène. En divi
proportion on aura, pour la constitution
lybdique :

Molybdène.....	6.....
Oxigène.....	3.....

Nous voyons donc que le poids d'un atôm
est 6, et que l'acide molybdique est formé
molybdène + 3 atômes oxigène.

---

[1] Bucholz, Gehlen's Journal. IV, 604.
[2] Annals of Philosophy. III, 101.

L'acide molybdeux consiste, suivant Bucholz, en

Molybdène.....	100
Oxigène.....	34

Il s'en suit que c'est un composé de 1 atôme molybdène + 2 atômes oxigène, ou en poids de

Molybdène.....	6.....	100
Oxigène	2:.....	33,3

Le protoxide n'a pas été analysé; mais il est, sans aucun doute, formé de 1 atôme molybdène + 1 atôme oxigène, ou en poids, de

Molybdène.	6.	100
Oxigène	1.	16,6

III. On ignore quelles sont les combinaisons que le molybdène peut former avec le chlore, l'iode et le fluor. Nous ne connaissons de composés de ce métal avec les combustibles acidifiables, que ceux qu'il produit avec le soufre et l'arsenic. A-la-vérité, Pelletier s'assura que le molybdène peut être combiné avec le phosphore; mais il ne fit pas de recherches sur les propriétés de ce phosphure [1].

Union avec les combustibles.

IV. Le molybdène se combine aisément avec le soufre, et le composé a exactement les mêmes propriétés que la substance décomposée par Schéele [2]. Ce qu'il appela alors molybdène est donc le *sulfure de molybdène*. S'il en obtint par l'analyse un acide auquel il donna le nom d'acide molybdique, c'est que le métal s'était combiné avec l'oxigène pendant l'opération. On peut également former le sulfure de molybdène, en distillant ensemble une partie d'acide molybdique, et cinq parties de soufre. Suivant les expériences de Bucholz, ce sulfure se compose de

Molybdène.....	100
Soufre.....	66,5

Il est en conséquence évident qu'il est formé de 1 atôme de

---

[1] Ann. de Chim. XIII, 137.
[2] Pelletier, Journ. de Phys. 1785.

molybdène + 2 atômes soufre ; car ce poids :

Molybdène.....	6.....
Soufre.....	4.....

Ce qui correspond presque exactement Bucholz.

V. En fondant ensemble le molybdè dernier métal se sublime en totalité ; mais senic qu'on emploie, il se produit une quelle l'arsenic n'est pas, alors, facilemen

VI. Les alliages du molybdène avec les fixes, des terres alcalines et des terres connus.

VII. Il n'entre qu'en fusion imparfaite a une masse cassante noirâtre, dont une po de l'or se sépare lorsqu'on la chauffe forten que temps. Cet alliage est attaqué par l'ac se dépose en une poudre fine, et le mol dessus sous la forme d'un oxide blanc. L cet alliage essayé se trouve être de

Or.....	6,
Molybdène.....	2,

Aucun des composés de ces deux méta amené à l'état de fusion parfaite, même à l'

VIII. La fusion d'un mélange de parties et de molybdène produit une masse dure, sante, d'une texture serrée, d'un gris clair, tallique. Trois parties de molybdène et une ne se fondirent pas complètement. La mêl lieu lorsqu'on augmenta la proportion du trouva que la pesanteur spécifique de cet alli

IX. Hielm ayant chauffé fortement dans parties d'argent et 2 de molybdène, il ne se bouton. En continuant la chaleur, il y eut

---

[1] Crell's Annals. P. 368.
[2] Hielm, Crell's Annals. III, 136. Trad. angl.
[3] *Ibid.* III, 52, Ann. de Chim. IV, 17.

portion de l'argent retenant encore une partie du molybdène, et qui prenait, en le chauffant, une couleur bleuâtre. Le résidu étant fondu de nouveau dans le charbon, devint plus compacte. Il était cassant, de couleur grise, et d'une texture grenue. En le mettant seul en fusion, l'argent s'en écoulait. L'argent était séparé de cet alliage par l'acide nitrique, et le molybdène converti en oxide blanc.

Avec quatre parties d'argent et une partie de molybdène on eut un composé malléable, mais qui ne put être fondu en un bouton arrondi. Il était de couleur d'argent et d'une texture grenue.

Une partie d'argent et 2 de molybdène fondirent en un petit bloc grisâtre, cassant et grenu. En chauffant le composé sur le charbon, le molybdène s'évaporait et l'argent restait. On peut séparer le molybdène de l'argent par coupellation, et spécialement si l'alliage a été préalablement calciné [1].

X. Hielm ne réussit pas dans l'essai qu'il fit d'unir le mercure au molybdène [2].

Avec le cuivre. XI. Parties égales de cuivre et de molybdène formèrent un alliage à texture grenue, d'une couleur bleuâtre, mêlée de rouge, un peu malléable, quoique se brisant à la longue sous le marteau. Il cédait à l'action de la lime; sa surface, à l'endroit où il en avait été attaqué, était plus pâle que le cuivre, et ne se ternissait point à l'air. Avec quatre parties de cuivre et une partie et demie de molybdène on eut un alliage très-peu différent dans ses propriétés ; mais celui d'une partie de cuivre et de deux parties de molybdène était cassant, et d'un gris rougeâtre. On en séparait le cuivre par l'acide nitrique, et le molybdène restait à l'état d'oxide blanc [3].

Avec le fer. XII. La fusion de parties égales de fer et de molybdène s'opère aisément. Elle forme un alliage cassant d'un gris bleuâtre, et d'une dureté considérable. Sa cassure était écailleuse, fine et grenue. Il fondait au chalumeau en se boursouflant, mais sans donner d'étincelles. Une partie de fer et deux parties de molybdène produisaient un alliage cassant, d'une texture fine et grenue et d'un gris clair. Il était attirable à l'aimant et infusible au chalumeau. De tous les métaux, le

---

[1] Crell's Annals. III, 361.
[2] *Ibid.* III, 558.
[3] *Ibid.* III, 366.

fer semble être celui qui s'unit le plus facil
dène [2].

XIII. En fondant parties égales de moly
kel, on obtint un bouton d'un gris clair à l'i
un peu à l'action du marteau avant de se r
texture grenue. Il n'était ni attirable à l'aim
chalumeau. Lorsqu'on augmentait la propo
dène, la fusion de l'alliage devenait plus
conservait à-peu-près les mêmes propriétés

XIV. Parties égales de molybdène et d'ét
en une masse grise noirâtre, grenue, cassant
liage de deux parties d'étain et d'une parti
était plus dur que le précédent, mais il s'en r
coup sous d'autres rapports. Avec quatre p
une partie de molybdène, on avait un alliage
un peu malléable, et qui n'avait pas en le pl
tain. Sa cassure était de couleur grisâtre et sa
En le chauffant fortement, l'étain ne s'en éc
qu'on le pressait avec des tenailles [3].

XV. En fondant ensemble dix parties d
partie de molybdène, on obtient un alliage ta
léable, plus blanc que le plomb pur. En le
pendant quelque temps, le plomb s'en écoule
augmente la proportion du molybdène, l'allia
sant, de couleur foncée, et plus difficilemen

XVI. La volatilité du zinc rend très-diffi
ce métal avec le molybdène. En chauffant ens
tement dans un creuset couvert, parties égale
taux, on a une masse noire presqu'à l'état de

XVII. En fondant ensemble le molybdène
ce dernier métal est volatilisé; il reste une mass
qui consiste principalement en molybdène.
la fusion dans un lit de charbon, de quatre par
et d'une partie de molybdène, une masse noire
qu'un bouton de bismuth qui retenait une poi
dène. Ce bouton peut supporter quelques cou

---

[2] Crell's Annals. III, p. 370.
[3] *Ibid.* P. 367.
[3] *Ibid.* P. 373.
[4] *Ibid.* P. 388.
[5] *Ibid.* P. 375.

mais à la fin il se brise en morceaux. Il était très-fusible et d'une texture plus serrée que le bismuth [1].

Avec le cobalt. XVIII. Parties égales de cobalt et de molybdène fondirent en un bouton de couleur grise, cassant et très-peu fusible; deux parties de cobalt et quatre parties d'antimoine donnèrent un alliage d'un gris rougeâtre étincelant, dur, cassant, non attirable à l'aimant, grenu dans son intérieur qui était d'un gris bleuâtre [2].

Avec le manganèse. XIX. En fondant ensemble parties égales de manganèse et de molybdène, on obtint un bouton irrégulier, infusible au chalumeau, et qui ne colorait le borax qu'après avoir été grillé [3].

SECTION IV.

Du Tungstène.

Histoire. I. On trouva, en Suède, un minéral d'un blanc opaque, d'une grande pesanteur, et qu'à raison de cette dernière circonstance, on nomma *tungsten*, ou *pierre pesante*. Quelques minéralogistes considérèrent cette substance comme étant une mine d'étain; d'autres supposèrent qu'elle contenait du fer. Schéele, par l'analyse qu'il en fit, en 1781, reconnut que ce minéral était composé de chaux et d'une substance particulière également terreuse, avec les propriétés acides, et il la nomma *acide tungstique* [4]. Bergman présuma que la base de cet acide [5] était un métal, et cette conjecture fut bientôt après pleinement confirmée par les expériences de MM. d'Elhuyart, qui trouvèrent la même substance dans un minéral de couleur noire brunâtre, appelé par les Allemands *wolfram* [6], qu'on rencontre quelquefois dans les mines d'étain. MM. d'Elhuyart trouvèrent que ce minéral contenait 0,65 d'acide tungstique, et que le surplus était du manga-

[1] Crell's Annals. III, 363.
[2] *Ibid.* P. 371.
[3] *Ibid.* P. 376.
[4] Schéele. II, 81.
[5] *Ibid.* P. 91.
[6] Le wolfram avait été analysé en 1761, par Lehman, qui le considéra comme un composé de fer et d'étain. Lehman's Probierkunst. P. 8.

nèse, du fer et de l'étain. Ils mirent un
substance acide et de poussière de charbo
fermé qu'ils exposèrent à un feu très-viol
lorsqu'il eut été refroidi, ils en retirèrent
lique d'un brun foncé, qui se réduisait en
doigts. En le regardant à la loupe, ils reco
sistait en un assemblage de globules métalli
ques-uns étaient gros comme des têtes d'ép
ainsi obtenu est le *tungstène*. Combiné ave
l'acide tungstique, le charbon lui avait enlev
le métal était resté dans son état de pureté [1]

Les expériences des chimistes espagnols
répétées, en 1796, par Vauquelin et Hecht, et
succès; mais ils ne purent réussir à opérer
tal aussi complètement que l'avaient fait M
Quelques essais que firent également à ce s
Pearson [3] et Klaproth [4], furent sans succès
Aiken de Londres, sont aussi parvenus à ef
de ce métal, en soumettant à une forte chale
naison d'oxide de tungstène et d'ammoniaq
publié, depuis, une suite d'expériences sur le
Berzelius a fait des recherches importantes
sition de ses oxides [7].

1. Le tungstène, que quelques chimistes al
lent *scheelium*, et que Berzelius désigne par
fram, est un métal très-brillant, d'un blan
plutôt d'une couleur semblable à celle de

2. C'est un des métaux les plus durs. Vauc
ont pu à peine l'attaquer avec la lime. Il set
cassant. Sa pesanteur spécifique est, suivant M
de 17,6, et de 17,33 [8] selon Allen et Aiken. Buc
de 17,4 [9], ce qui étant à-peu-près le terme m
cédens résultats, peut être considéré comme s

[1] Mém. Thonl. Trad. en anglais. II, 141.
[2] Journ. des Mines. N.° 19, p 3.
[3] Trad. de la Nomenclature chim.
[4] Observ on the fossils of Cornwalles. P. 77.
[6] Aiken's Dictionary of Chemistry. II, 445.
[6] Schweigger's Journal. III, 1; et Annals of Philos
[7] Annals of Philosophy. III, 2 4.
[8] Aiken's Dictionary of Chemistry. II, 445.
[9] Annals of Philosophy. VI, 205.

le plus de la vérité. C'est donc, après l'or, le platine et l'iridium, le plus pesant des métaux.

3. Il exige, pour sa fusion, une température au moins égale à 170° de Wedgewood. Il paraît-être susceptible de cristallisation par refroidissement, comme tous les autres métaux; car Vauquelin et Hecht observèrent un grand nombre de petits cristaux dans le bouton imparfait qu'ils avaient obtenu.

4. Il n'est pas attirable à l'aimant.

S'oxide. II. Lorsqu'on chauffe le tungstène avec le contact de l'air, il en absorbe peu-à-peu l'oxigène, et se convertit en oxide. Il semble pouvoir se combiner avec l'oxigène en deux proportions différentes, et former ainsi deux oxides, le *brun* et le *jaune* ou *acide tungstique*.

Protoxide. 1. L'oxide brun de tungstène semble avoir été observé par Bucholz; mais c'est Berzelius qui le premier en a examiné avec soin la nature. Il obtenait cet oxide en chauffant au rouge dans un tube de verre de l'acide tungstique, et en le faisant traverser dans cet état par un courant de gaz hydrogène. Il se formait de l'eau et l'acide était dépouillé d'une portion de son oxigène. L'oxide produit était d'un brun puce. Chauffé à l'air, il prend feu, brûle comme de l'amadou et se convertit en acide tungstique.

On peut obtenir le protoxide, ou oxide noir, en chauffant pendant quelques heures l'oxide jaune dans un creuset couvert.

Peroxide. 2. Le peroxide, ou oxide jaune, connu aussi sous le nom d'acide *tungstique* [1], se trouve natif dans le *wolfram*. On l'en sépare en faisant bouillir une partie de wolfram avec trois parties d'acide hydrochlorique. On décante l'acide au bout d'une demi-heure. Il s'en précipite, par le repos, une poudre jaune qu'on dissout dans l'ammoniaque. On évapore cette dissolution à siccité, et on chauffe pendant quelque temps au rouge le résidu desséché. C'est alors *l'oxide jaune* à l'état de pureté [2]. Cet oxide est insipide et insoluble dans

[1] L'acide tungstique de Schéele diffère de cet oxide en ce que c'est une poudre blanche, d'une saveur acide, et soluble dans l'eau. MM. d'Elhuyart ont démontré que c'est un sel triple, composé d'oxide jaune de tungstène, de potasse, et de l'acide employé pour décomposer le minéral dont on l'a obtenu.

[2] Bucholz a proposé un procédé plus économique pour former

l'eau; mais il reste long-temps en suspensio
qu'il rend ainsi d'un jaune laiteux, et qu
tion sur les couleurs végétales. En chauffan
une cuillère de platine, il prend une couleu
lumeau, sur un charbon, il devient noir.
voir que l'oxide bleu de Bucholz, qui se pro
sant le tungstate d'ammoniaque par la chale
nue, est le même que l'oxide jaune. Ils p
l'autre, les propriétés acides, et forment a
mêmes composés.

Il paraît résulter des expériences de Berze
position du tungstate de chaux [1] est de:

Acide tungstique.....	100...
Chaux.....	24,12.

Il s'ensuit que le nombre équivalent pour l'acic
15,2, MM. d'Elhuyart, Bucholz et Berzeli
que les parties constituantes de l'acide tung

Tungstène.....	
Oxigène.....	

En divisant 15 dans la proportion de 1
pour la composition de l'acide tungstique:

Tungstène.....	12.....
Oxigène.....	3.....

Il paraît donc ainsi, que l'acide tungstique
atôme tungstène et de 3 atômes d'oxigène
me de tungstène pèse 12.

Suivant Berzelius l'oxide brun de tungst
peu-près les deux tiers de la quantité d'oxi

---

cet oxide. On mêle une partie de wolfram, réduit
avec deux parties de sous-carbonate de potasse; on
heure le mélange en fusion dans un creuset en le r
en temps. On le verse alors dans un cône de fer. O
en poudre avant qu'elle soit entièrement refroidie, e
à diverses reprises dans l'eau jusqu'à ce qu'elle en
On réunit toutes les dissolutions, et on y ajoute de l
rique jusqu'à ce qu'il ne s'y forme plus de précipité
lave le précipité obtenu, on le met dans une diss
de carbonate de potasse; on précipite de nouveau
chlorique, on lave et on sèche le précipité. C'est le
tunsgtène. *Journ. de Chim.* III., p. 220.

[1] Afhandlingar. IV, 407.

[2] Annals of Philosophy. III, 245.

dans l'acide tungstique, ou qu'il consiste dans environ :

Tungstène.....	100
Oxigène.....	16,6

Si nous le considérons comme un composé de 1 atôme tungstène + 2 atômes oxigène, sa composition sera

Tungstène.....	12.....	100
Oxigène.....	2.....	16,6

Ce qui s'accorde exactement avec l'analyse.

III. On ne connaît pas les composés que le tungstène forme avec le chlore, l'iode et le fluor.

Il est probable qu'il ne se combine point avec l'azote, ni avec l'hydrogène. De toutes les combinaisons qu'il est susceptible de former avec les combustibles simples acidifiables, nous ne connaissons que le *sulfure*. A-la-vérité Pelletier s'est assuré que le phosphore peut se combiner avec le tungstène [1], mais les propriétés de ce phosphure n'ont pas été examinées.

Sulfure. IV. MM. d'Elhuyart formèrent les premiers le sulfure de tungstène. Berzelius l'obtint en exposant pendant une demi-heure à une chaleur violente dans un creuset, un mélange d'acide tungstique et de quatre fois son poids de sulfure de mercure, le tout recouvert dans le creuset de poussière de charbon. Le sulfure de tungstène ainsi formé est une poudre d'un noir grisâtre, qui, frottée sur une pierre à brunir, prend un bel éclat métallique. Berzelius détermina les proportions des parties constituantes de ce sulfure [2] à :

Tungstène.....	100
Soufre.....	33,26

Ainsi il contient deux fois autant de soufre que l'oxide brun contient d'oxigène, et par conséquent, il est formé de 1 atôme tungstène + 2 atômes soufre.

S'allie. V. MM. d'Elhuyart sont les seuls qui aient essayé de combiner le tungstène avec d'autres métaux. Ils faisaient un mélange de 100 parties de chaque métal, dont ils voulaient produire l'alliage, et de 50 parties de l'oxide jaune de tungstène, avec une quantité convenable de charbon, et ils chauffaient le mélange dans un creuset. Ils obtinrent de leurs essais les résultats suivans :

---

[1] Pelletier, Ann. de Chim. XIII, 137.
[2] Annals of Philosophy. III, 245.

1. Avec l'or, la fusion ne fut pas c
était de 139 parties. Par la coupellati
l'or était rendu à sa pureté première. L
pas mieux avec le platine; la masse ol
parties.

2. Avec l'argent, ils eurent un bouto
un peu spongieux qui, par quelques co
tendait facilement, mais qui, en les con
en morceaux. Ce bouton était de 142 par

3. Avec le cuivre, le bouton était d'
approchant du brun foncé. Il était spongi
et de 133 parties.

4. Avec la fonte de fer blanche, ils ol
parfait d'un brun blanchâtre, dur, rude au
sure compacte représentant 137 parties.

5. Avec le plomb, le bouton était
avec très-peu d'éclat; il était spongieux, t
dant en feuilles sous le marteau. Il repré

6. Le bouton formé avec l'étain était d
que le dernier, très-spongieux, un peu du
tant 138 parties.

7. Avec l'antimoine, le bouton était bru
un peu spongieux, rude au toucher, et se
Il était de 108 parties.

8. Le bouton obtenu avec le bismuth p
sure, qui vue dans un certain jour, était
éclat métallique, et, dans un autre, d'une a
et sans éclat; mais, dans l'un et l'autre ca
une infinité de petits creux sur toute la
étoit dur, rude au toucher, et représentan

9. Le manganèse donnait un bouton br
et d'apparence terreuse. En l'examinant da
rieure, avec une loupe, il ressemblait à de l
fer. Il était de 107 parties *.

---

* Chemical analyses of Wolfram, translated

SECTION V.

Du Columbium ou Tantale.

Histoire. I. M. Hatchett étant occupé, en 1801, à arranger quelques minéraux dans le Musée anglais, une substance pesante, de couleur foncée, attira son attention, comme ayant quelque ressemblance avec le *chromate de fer.* L'échantillon était peu considérable, il se trouvait décrit dans le catalogue de sir Hans Sloane, « comme une pierre noire, très-pesante, avec rayures dorées ». Il paraît qu'il faisait partie d'un envoi de différens échantillons de mines de fer, que lui avait fait M. Winthrop de Massachusett. Sa couleur était d'un gris brun foncé, sa cassure longitudinale imparfaitement lamelleuse, et celle transversale ayant l'aspect d'un grain fin. Son éclat était vitreux, et dans quelques portions, légèrement métallique. Il était médiocrement dur, mais très-cassant. Il donnait, par la trituration, une poudre d'un brun chocolat foncé, qui n'était pas attirable à l'aimant. Sa pesanteur spécifique, à la température de 18° centigrades, était de 5,918.

M. Hatchett s'assura, par l'analyse ingénieuse qu'il fit de ce minéral, qu'il était composé d'une partie d'oxide de fer, et de plus de trois parties d'une substance blanche qui avait les propriétés acides et présentait évidemment les caractères d'un composé d'oxigène uni à une base métallique. M. Hatchett démontra que cette substance différait de tous les acides métalliques jusqu'alors examinés; qu'ainsi sa base métallique devait être également d'une nature particulière et exiger un nom distinct. Il lui donna en conséquence celui de *columbium.*

Peu de temps après cette découverte par M. Hatchett, M. Ekeberg, chimiste suédois très-distingué, découvrit une substance métallique, différente de toutes celles qu'il connaissait alors. Il donna à ce métal le nom de *tantale*, et celui de *tantalite* et *yttrotantalite* * aux minéraux dont on l'obtenait.

* Vetenscaps Academiens Handlingar. 1802, p. 68.

En 1809, le docteur Wollaston se
lons des minéraux suédois, et en comp
de soin le nouvel oxide qui y était con
oxide trouvé par l'analyse de M. Hatc
du Musée anglais, il démontra que le
tale sont une seule et même substance
seur Gahn de Fahlun, et le professeur
rent dans les environs de Fahlun, divers
contenant le tantale. Berzelius fit l'analy
et à cette occasion, il réduisit l'oxide d
tallique, et il en reconnut les propriété

II. La méthode la plus simple peut
l'oxide de tantale du minéral appelé
qu'employa le docteur Wollaston. Elle
semble une partie du tantalite avec cinq
de potasse et deux parties de borax, et
dans un creuset de platine. On ramollit la
de l'eau, et on la met alors en digestion
chlorique. Le fer et le manganèse qui existe
en combinaison avec l'oxide de tantale,
ne reste autre chose que l'oxide de tai
d'une poudre blanche [3]. Berzelius réussit
à l'état métallique, en le soumettant à un
dans un creuset de charbon.

Le tantale ainsi réduit est d'un gris fo
racle avec un couteau, ou qu'on le frotte sur
l'éclat métallique, avec l'apparence du fer
pas été fondu; mais ses molécules adhér
semble et formaient une masse, à travers la
pas pu pénétrer. Sa pesanteur spécifique
reconnue par le docteur Wollaston, était

---

[1] Phil. Trans. 1809, p. 246.
[2] Afhandlingar. IV, 252, 262.
[3] Berzelius trouva le *tungstène* dans quelque
des environs de Falhun, qu'il examina; et il anno
qu'il m'a écrite (Annals of Philosophy, IV, 4
examinant l'acide columbique de Hatchett, a re
mélange d'oxides de tantale et de tungstène. Mai
titude de ce résultat, parce que le docteur W
point de tunsgtène dans le columbite; et il n'e
trace, quoiqu'il eût fait de nouveaux essais à ce
mande, après avoir reçu des lettres de Berzelius.

la masse n'avait pas été fondue, il n'y a aucun doute que cette pesanteur spécifique ainsi prise, est de beaucoup inférieure à celle réelle du tantale.

Les grains du tantale sont assez durs pour rayer le verre. On peut le réduire en poudre par trituration; cette poudre n'a pas d'éclat métallique, mais elle est d'un brun foncé. Les acides hydrochlorique, nitrique et hydro-chloro-nitrique n'ont aucune action sur ce métal, lors même qu'on l'y tient en digestion pendant plusieurs jours.

S'oxide. III. Le tantale chauffé au rouge prend feu, brûle sans flamme, et s'éteint de lui-même s'il est retiré du feu. Il se réduit par cette combustion en une matière d'un blanc grisâtre; mais Berzelius ne put réussir par ce moyen dans ses essais, pour convertir le tantale en oxide. En projetant un mélange de tantale en poudre et de nitratre de potasse dans un creuset rouge de feu, il se produit une faible détonation. La masse, d'un blanc de neige, est un composé d'oxide blanc de tantale et de potasse. Cet alcali peut en être séparé par l'acide hydrochlorique, et l'oxide blanc de tantale reste en combinaison avec de l'eau. Cet hydrate, suivant les expériences de Berzelius, est formé de

Oxide de tantale.....	100
Eau.....	12,5

L'oxide de tantale est insoluble dans les acides nitrique et sulfurique, et il ne se dissout qu'imparfaitement dans l'acide hydrochlorique. A l'état d'hydrate, il est soluble dans les acides oxalique, tartarique et citrique; mais lorsqu'il a été privé d'eau par la chaleur, aucun de ces acides n'a d'action sur lui. Fondu avec huit fois son poids de carbonate de potasse ou de potasse caustique, il forme un composé qui se dissout dans l'eau, et qui peut être précipité de sa dissolution à l'état d'hydrate par l'acide hydrochlorique. L'hydrocyanate de potasse ni l'hydrosulfate de cet alcali, ne peuvent en séparer la potasse; mais l'infusion de noix de galle produit un précipité orangé, pourvu qu'il n'y ait excès, ni d'acide, ni d'alcali dans la dissolution *. Berzelius a fait voir que cet oxide a les propriétés acides. On peut donc encore lui conserver le nom d'acide columbique qui lui a été donné par Hatchett. Le terme moyen des résultats de quatre expériences faites

* Wollaston, Nicholson's Journal. XXV, 25.

par Berzelius sur des poids déterminés d
l'aide du nitrate de potasse, donne pour l
l'acide columbique :

Tantale.	1(
Oxigène.	

D'après les déterminations de Berzelius,
barite est formé de

Acide columbique.	100. . . . .
Barite.	40. . . . .

Ce qui ferait le nombre équivalent pour l'a
24,4 ; mais on ne peut s'en rapporter avec
lyse, puisque nous ne savons même pas si
un sel neutre.

Si nous supposons l'acide columbique fort
+ 5,5 oxigène, ce qui s'écarte très-peu
Berzelius; et si de plus, nous considérons
consistant en 1 atôme de tantale + 1 atôme
le poids d'un atôme de tantale serait 18, et
d'acide columbique 19; car 100 : 5,5 : : 18 :
et dans l'état actuel de nos connaissances, no
contenter de cette détermination. En la r
exacte, le columbate de barite de Berzelius se
de 1 ½ acide + 1 barite, ou de 3 acide + 2

IV. En chauffant très-fortement dans un
mélange d'oxide de tantale et de limaille de
est réduit à l'état métallique et forme un alli
Cet alliage a l'apparence de la fonte de fer b
texture n'est pas cristalline. Il est assez dur
verre. L'acide hydro-chloro-nitrique disso
fer, et laisse le tantale sous la forme d'une

V. L'alliage du tungstène et du tantale ress
pur; mais il est beaucoup plus ferme et plus
aisément le poli.

SECTION VI.

Du Titane.

Histoire. I. M. Grégor ayant examiné, en 1791, un sable noir qui a beaucoup de ressemblance avec la poudre à canon, qui se trouve dans la vallée de Menachan, dans le Cornouailles, il reconnut qu'il était presqu'entièrement composé de fer et d'oxide d'un nouveau métal, auquel il donna le nom de *menachine*[1]. Il essaya en vain de réduire cet oxide; mais ses expériences suffirent pour démontrer la nature métallique de cette substance, et que le métal qu'elle contenait avait été jusqu'alors absolument inconnu. Quelque curieuse et intéressante que fut cette analyse, elle ne parut pas avoir excité une grande attention, puisque personne ne songea depuis à la répéter ou à vérifier les conclusions de M. Grégor.

Mais, en 1795, Klaproth publia l'analyse qu'il avait faite d'un minéral rouge brunâtre, connu des minéralogistes sous le nom de *schorl rouge*. Il le trouva entièrement composé de l'oxide d'un métal particulier qu'il appela *titane*[2]. Il essaya aussi en vain de réduire cet oxide, mais ses expériences ne laissèrent aucun doute sur sa nature métallique. En examinant depuis, en 1797, le minéral noir analysé par M. Grégor, il le trouva composé des oxides de fer et de titane[3]. Ainsi, l'analyse de M. Grégor était exacte; son *menachine* était le même métal que le *titane*, et par conséquent la découverte originale lui en appartenait incontestablement. Le mot *titane* a été préféré par les chimistes pour désigner ce métal, à raison de la grande célébrité et autorité de l'illustre savant qui le lui avait donné. Vauquelin et Hecht répétèrent, en 1796, les expériences de Klaproth; ils en confirmèrent les résultats, et ajoutèrent quelques nouveaux faits à son travail sur le titane. Ils parvinrent à réduire une très-petite portion de l'oxide de titane à l'état métallique[4]. Lowitz, de Peters-

[1] Journ. de Phys. XXXIX, 72 et 152.
[2] Beitrage. I, 233.
[3] *Ibid.* II, 226.
[4] Journ. des Mines. N.° 15, p. 10.

bourg, en 1798[1], et Lampadius en 1803, s'
de recherches sur ce métal, sur lequel Laug
velle suite d'expériences, qu'il publia en 18

On peut obtenir l'oxide de titane en proc
suit. On réduit en poudre le minéral appelé
le met en fusion avec deux fois son poids d
tique. Après avoir fait digérer dans l'eau la m
décante le liquide, contenant tout ce dont
charger : on dissout dans l'acide hydrochlo
rouge brunâtre qui reste, puis on verse dan
tion filtrée, un peu d'acide oxalique ou d'
niaque. Il se forme un précipité blanc caillé; c
lavé et séché, est l'oxide de titane à l'état de

Laugier essaya de réduire cet oxide à l'ét
le formant avec une suffisante quantité d'huil
qu'il chauffa pendant six heures dans un fou
La masse, après son refroidissement, offrai
distinctes. La couche du centre était formée
lantes, semblables à de l'oxide noir de manganè
de cristallisation. La surface consistait en une
très-mince, semblable à l'oxide de cuivre. E
couches, celle moyenne était remplie de cav
couleur jaune d'or. C'est cette dernière couc
considéra comme étant le titane à l'état métall
est considérable, il est cassant; mais, lorsqu'i
plaques minces, il a beaucoup d'élasticité.
fusible[2].

II. Le titane se ternit à l'air, et il s'oxide a
chaleur en prenant une couleur bleue. En le
du nitrate de potasse rouge de feu, il détone

Il semble susceptible de former trois oxi
savoir : l'oxide *bleu* ou *pourpre*, le *rouge* et le

1. En exposant le métal à l'air, il absorbe l'o
cette absorption, le protoxide ou l'oxide ble
est produit.

2. Le deutoxide ou oxide rouge de titane

---

[1] Crell's Annals. 1799. I, 183.
[2] Ann. de Chim. LXXXIX, 306.
[3] Nicholson's Journal. VI, 62.
[4] Lampadius, Nicholson's Journ. VI, 62.

la nature. On le rencontre souvent cristallisé en prismes à quatre pans. Sa pesanteur spécifique est d'environ 4,2, et il est assez dur pour rayer le verre. Chauffé, il devient brun, et poussé à un feu très-violent, il se volatilise en partie. En l'exposant à une chaleur convenable avec du charbon, on le réduit à l'état métallique.

Peroxide. 3. Le peroxide ou oxide blanc peut s'obtenir en fondant l'oxide rouge dans un creuset avec quatre fois son poids de potasse, et en dissolvant le tout dans l'eau. Il se précipite aussitôt une poudre blanche qui est le peroxide ou oxide blanc de titane. Vauquelin et Hecht l'ont trouvé composé de 89 parties d'oxide rouge et de 11 parties d'oxigène.

Union avec les combustibles. III. 1. Le titane ne paraît pas susceptible de combinaison avec le soufre [1].

Phosphure. 2. M. Chenevix est parvenu à former le phosphure de titane de la manière suivante. Il mit un mélange de charbon et de phosphate de titane (combinaison d'acide phosphorique avec l'oxide de titane), et d'un peu de borax, dans un double creuset bien luté et exposé à un feu de forge. La chaleur fut modérée d'abord, puis successivement augmentée pendant trois quarts d'heure, et maintenue pendant une demi-heure au plus haut degré possible. On trouva dans le creuset le phosphure de titane sous la forme d'un bouton métallique. Ce phosphure est d'un blanc pâle, cassant et grenu; il est infusible au chalumeau [2].

Alliages. IV. Vauquelin et Hecht essayèrent sans succès de former des alliages du titane avec l'argent, le cuivre, le plomb et l'arsenic; mais ils parvinrent à en opérer la combinaison avec le fer, et à obtenir un alliage de couleur grise, entremêlée de particules jaunes brillantes; ils ne purent réussir à fondre cet alliage.

Les autres propriétés de ce métal sont encore inconnues.

Telles sont les propriétés de ce genre de corps, autant qu'elles ont pu être jusqu'à présent examinées.

1. Leurs caractères les plus marquants se trouveront exposés dans le tableau qui suit:

---

[1] Gregor.
[2] Nicholson's Journal. V, 134.

METAUX.	COULEUR.	DURETÉ.	Pesanteur spécifique.	POINT DE Centigr.
Antimoine	blanc.	6,5	6,712	432°
Chrome	blanc.	9 ?	5,9	
Molybdène	blanc.		8,611	
Tungstène	blanc.	9	17,4	
Columbium	gris.	8	5,61 †	
Titane	jaune.			

2. On a présenté, dans la table ci-dessous que ces métaux forment avec l'oxigène, a été reconnus :

MÉTAUX.	OXIDES.	COULEUR.	Oxigène uni à 100 du métal.
Antimoine.	1	gris.	17,778
	2	blanc.	23,7
	3	jaune.	35,556
Chrome.	1	vert.	
	2	brun.	
	3	rouge.	8,72
Molybdène.	1	brun.	16,6
	2	bleu.	33,3
	3	blanc.	50
Tungstène.	1	brun.	16,6
	2	jaune.	25
Columbium.	1	blanc.	5,5
Titane.	1	bleu.	
	2	rouge.	
	3	blanc.	

L'antimoine est le seul de tous ces méta

rures et les iodures aient été examinés. Il n'a pas été fait non plus beaucoup d'expériences sur les composés de ces métaux avec les combustibles acidifiables et alcalifiables, à l'égard desquels il n'a encore été établi que le peu de faits qu'on trouvera énoncés dans les sections qui précèdent, et qu'il serait inutile de récapituler ici.

FIN DU TOME PREMIER.

This book should be returned to the Library on or before the last date stamped below.

A fine of five cents a day is incurred by retaining it beyond the specified time.

Please return promptly.

MAY

2416528

3 2044 103 128 021